

Пытанні, заданні, задачы

1. Патлумачце на прыкладзе азоту фізічны сэнс парадкавага нумара хімічнага элемента, нумара А-групы, нумара перыяду.

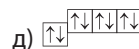
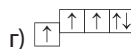
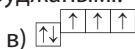
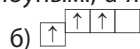
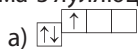
2. Чаму элементы ІА- і ІІА-груп называюць *s*-элементамі, а элементы ІІІА- і VІІІА-груп — *p*-элементамі?

3. Пабудуйце электронна-графічныя схемы і запішыце электронныя формулы атамаў хімічных элементаў 3-га перыяду.

4. Чаму ўласцівасці хімічных элементаў і іх злучэнняў падпарадкоўваюцца перыядычнаму закону? Абгрунтуйце свой адказ.

5. Чаму элементы адной групы праяўляюць падабенства ва ўласцівасцях? У чым прычына адрознення ўласцівасцей хімічных элементаў, размешчаных у адной групе?

6. Прааналізуйце прыведзеныя электронна-графічныя схемы, адзначце, якія станы атама з'яўляюцца асноўнымі, а якія ўзбуджанымі:



7. Вызначце лік энергетычных узроўняў, на якіх у атамах кіслароду, магнію, кальцыю і свінцу ў асноўным стане размешчаны электроны.

8. Укажыце: а) лік электронаў на знешняй электроннай абалонцы ў атамах хімічных элементаў з парадкавымі нумарамі 5, 15, 20, 32, 53; б) сімвалы элементаў, у атамах якіх цалкам запоўнены знешнія электронныя абалонкі.

9. Вызначце масу солі, атрыманай пры растварэнні ў кіслаце саставу НЭ металу Ме масай 5 г. Пры гэтым вядома, што элемент, які ўваходзіць у састаў кіслаты мае электронную канфігурацыю $[\text{Ne}]3s^23p^5$, а электронная схема металу $2e^-, 8e^-, 2e^-$.

10. Складзіце электронна-графічную схему атама хімічнага элемента Э, злучэнні якога шырока выкарыстоўваюцца ў сельскай гаспадарцы. Адно з іх мае састаў $(\text{ЭН}_2)_2\text{CO}$, а масавая доля элемента ў ім роўная 46,67 %.



§ 11. Перыядычнасць змянення ўласцівасцей атамаў хімічных элементаў і рэчываў, якія імі ўтвораны

Патлумачыць і прадказаць хімічныя ўласцівасці рэчываў (металічныя і неметалічныя, акісляльна-аднаўленчыя і кіслотна-асноўныя) можна, выкарыстоўваючы звесткі аб перыядычным змяненні ўласцівасцей атамаў па меры павелічэння зараду іх ядра, найважнейшыя з якіх — радыус атама, значэнні электраадмоўнасці і ступені акіслення. Прааналізуем, як гэтыя ўласцівасці залежаць ад электроннай будовы атамаў.

Перыядычнасць змянення радыусаў атамаў элементаў

Радыус атама вызначаецца памерам яго электроннай абалонкі. З пункту гледжання верагоднасці знаходжання электрона ў каляядзернай прасторы атам не мае выразных межаў. Таму радыус атама — гэта ўмоўная велічыня. За *радыус*

	IA		IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H								He
2	Li	Be	B	C	N	O	F		Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl		Ar
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br		Kr
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I		Xe
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At		Rn

Мал. 21. Адноснія памеры атомаў

• у групе радыусы атомаў павялічваюцца з-за росту ліку электронных слаёў;

• змяненне значэнняў радыусаў атомаў з ростам зараду ядра носіць перыядычны характар. У межах кожнага перыяду найбольшым радыусам валодаюць атомы шчолачных металаў, а найменшым — атомы высакародных газаў.

Значэнні радыусаў атомаў з'яўляюцца важнай характарыстыкай хімічных элементаў, паколькі яны вызначаюць сувязь знешніх, валентных, электронаў з атамам. Чым меншы радыус, тым мацней валентныя электроны ўтрымліваюцца ў атаме і наадварот.



Сілы прыцягнення або адштурхоўвання зараджаных часціц вызначаюцца законам Кулона: сіла ўзаемадзеяння двух зараджаных цел прама прапарцыйная здабытку модуляў іх зарадаў і адваротна прапарцыйная квадрату адлегласці паміж імі: $F = k \frac{|q_1| \cdot |q_2|}{r^2}$.

Перыядычнасць змянення электраадмоўнасці атомаў

У 1932 годзе Л. Полінг увёў у хімію паняцце **электраадмоўнасці** як меры здольнасці дадзенага атома прыцягваць да сябе электроны ад хімічна звязаных з ім іншых атомаў.

Значэнні электраадмоўнасці (χ) прыводзяцца ў даведніках (мал. 22, табл. 7). Існуе некалькі шкал і спосабаў вызначэння электраадмоўнасці. Мы будзем выкарыстоўваць шкалу Полінга.

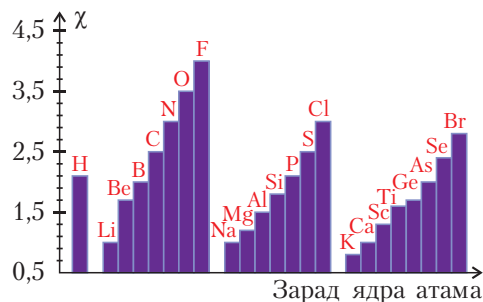
атама будзем прымаць адлегласць ад ядра да знешняй электроннай абалонкі, занятай электронамі. Як указана ў § 9, у сферы з такім радыусам засяроджана каля 90 % электроннай шчыльнасці.

Супаставіўшы характар змянення радыусаў атомаў (мал. 21) з іх электроннай будовай, можна зрабіць наступныя вывады:

• у перыядзе радыусы атомаў памяншаюцца, бо з ростам зараду ядра электроны мацней прыцягваюцца да ядра;

Аналіз даных малюнка 22 указвае на перыядычны характар змянення электраадмоўнасці з ростам атамнага нумара элемента: па перыядзе яна павялічваецца, па групе — памяншаецца. Тлумачыцца гэта тым, што ў перыядзе па меры *росту зараду ядра* электроны мацней прыцягваюцца да ядра, у групе *з ростам ліку электронных слаёў* прыцягненне аслабляецца.

Да элементаў з найбольшай электраадмоўнасцю адносяцца F, O, N, Cl. Самым электраадмоўным элементам з'яўляецца фтор ($\chi = 4,0$). Самая нізкая электраадмоўнасць у шчолачных металаў.



Мал. 22. Змяненне электраадмоўнасці атамаў з ростам зараду іх ядраў

Перыядычнасць змянення ступеней акіслення

Нагадаем, што **ступень акіслення** — гэта ўмоўны зарад атама ў хімічным злучэнні, вылічаны з меркавання, што гэтае злучэнне складаецца з іонаў. Пры вызначэнні ступені акіслення лічаць, што электроны, якія ўдзельнічаюць у хімічнай сувязі, цалкам пераходзяць да больш электраадмоўнага атама. Лік далучаных атамам электронаў паказвае значэнне адмоўнай ступені акіслення, лік аддадзеных — значэнне дадатнай ступені акіслення.

Аналіз найвышэйшых і найніжэйшых ступеняў акіслення, значэнні якіх прыведзены ў табліцы 7, дазваляе зрабіць наступныя вывады:

- у атамаў металаў назіраюцца толькі дадатныя ступені акіслення, у неметалаў — як адмоўныя, так і дадатныя;
- найвышэйшая дадатная ступень акіслення атама роўная максімальнаму ліку электронаў на знешняй электроннай абалонцы атама, таму яна па кожным перыядзе ўзрастае;
- найніжэйшая адмоўная ступень акіслення атамаў неметалаў вызначаецца лікам электронаў, якія атам можа прыняць да запаўнення знешняй электроннай абалонкі, таму яна адмоўная і ў перыядзе памяншаецца па абсалютнай велічыні ад 4 (элементы IVA-групы) да 1 (элементы VIIA-групы);
- атамы ў хімічных злучэннях могуць быць у прамежкавых ступенях акіслення; чым больш на знешнім электронным слоі электронаў, тым больш у атама магчымых ступеней акіслення і, такім чынам, больш варыянтаў магчымых хімічных злучэнняў.

Таблиця 7. Найбільш характерні ступені окислення і електроадмоунасці атомау елементу 1–3-го періоду

Група	IA	IIA	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Елементи	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Електра- адмоўнасць	2,2		1,0	1,6	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0		0,9	1,3	1,6	1,9	2,2	2,6	3,0	
Ступені акіс- лення	+7																+7	
	+6															+6		
	+5						+5								+5		+5	
	+4					+4	+4							+4		+4		
	+3				+3		+3						+3		+3		+3	
	+2			+2		+2	+2					+2						
	+1	+1	+1				+1				+1						+1	
	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0
	-1	-1						-1	-1								-1	
	-2					-2		-2								-2		
-3							-3							-3				
-4						-4							-4					
Формула элект- роннай канфігу- рацыі знешняга электроннага слоя																		
	1s ¹	1s ²	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	3s ¹	3s ²	3s ² 3p ¹	3s ² 3p ²	3s ² 3p ³	3s ² 3p ⁴	3s ² 3p ⁵	3s ² 3p ⁶

Перыядычнасць у змяненні ўласцівасцей простых і складаных рэчываў

Пры дзяленні хімічных элементаў на металы і неметалы выкарыстоўваюць крытэрыі, звязаныя з уласцівасцямі простых і складаных рэчываў, якія імі ўтвараюцца (табл. 8).

Табліца 8. Адметныя прыкметы металаў і неметалаў

Будова і ўласцівасці	Металы	Неметалы
Будова і ўласцівасці атамаў	Пры ўзаемадзеянні з неметаламі аддаюць ім свае электроны	Пры ўзаемадзеянні з металамі прыцягваюць да сябе іх электроны
	На знешнім электронным слоі змяшчаецца 1–3 электроны	На знешнім электронным слоі змяшчаецца 4–8 электронаў, акрамя атамаў В, Не і Н
	Маюць нізкія значэнні электраадмоўнасці	Маюць высокія значэнні электраадмоўнасці
Фізічныя ўласцівасці простых рэчываў	Высокая электра- і цеплаправоднасць простых рэчываў. Электраправоднасць зніжаецца з ростам тэмпературы	Цеплаізаляцыйныя ўласцівасці простых рэчываў высокія. Нізкая электраправоднасць
	Пластычнасць простых рэчываў	Крохкасць простых рэчываў
Агульныя ўласцівасці злучэнняў	У водных растворах солей пераважна існуюць у выглядзе катыёнаў	У водных растворах солей існуюць у саставе аніёнаў
	Утвараюць пераважна асноўныя і амфатэрныя акіслы	Утвараюць кіслотныя акіслы
	Утвараюць моцныя і слабыя асновы	Утвараюць моцныя і слабыя кіслоты

Праяўленне металічных уласцівасцей простымі рэчывамі звязана са здольнасцю атамаў, якія маюць нізкія значэнні электраадмоўнасці, губляць электроны. У перыядах з памяншэннем памераў атамаў электраадмоўнасць расце, слабеюць металічныя і аднаўленчыя ўласцівасці простых рэчываў. Перыяды пачынаюцца шчолачнымі металамі, а заканчваюцца неметаламі — высакароднымі газами. У групах з павелічэннем радыуса атама электраадмоўнасць памяншаецца, узмацняюцца металічныя і аднаўленчыя ўласцівасці простых рэчываў, адпаведна, неметалічныя і акісляльныя — слабеюць.

Паслабленне металічных уласцівасцей па перыядзе выяўляецца яшчэ і ў тым, што ў аксідаў і гідраксідаў элементаў асноўныя ўласцівасці паступова слабеюць і пераходзяць у амфатэрныя, а далей нарастаюць кіслотныя ўласцівасці (табл. 9). Атамы з найбольш высокімі значэннямі электраадмоўнасці ўтвараюць кіслоты.

Табліца 9. Кіслотна-асноўныя ўласцівасці аксідаў і гідраксідаў элементаў трэцяга перыяду

Параметры параўнання	Група						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
Найвышэйшая ступень акіслення	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Вышэйшы аксід і яго ўласцівасці	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
	Асноўныя аксіды		Амфатэрны аксід	Кіслотныя аксіды			
Гідраксід і яго ўласцівасці	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄
	Асновы		Амфатэрны гідраксід	Вельмі слабая кіслата	Слабая кіслата	Моцная кіслата	Вельмі моцная кіслата
Вадародныя злучэнні (гідрыды)	NaN	MgH ₂	AlH ₃	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
	Нелютучыя вадародныя злучэнні металаў			Лютучыя вадародныя злучэнні неметалаў			

Пры аднолькавым значэнні ступеней акіслення атамаў асноўныя ўласцівасці гідраксідаў (і аксідаў) узрастаюць з павелічэннем памеру атамаў і памяншэннем іх электраадмоўнасці, бо аслабляецца ўзаемадзеянне катыёнаў металаў з гідраксід-іонамі. Таму сіла асноў узрастае па групам перыядычнай сістэмы.

У *групам* з павелічэннем радыусаў атамаў элементаў кіслотныя ўласцівасці аксідаў і гідраксідаў паступова слабеюць (табл. 10).

Варта адзначыць, што вадародныя злучэнні металаў — цвёрдыя рэчывы, а неметалаў — як правіла, газападобныя рэчывы.

Табліца 10. Кіслотна-асноўныя ўласцівасці аксідаў і гідраксідаў некаторых элементаў ПА-групы

Перыяд	Група ПА		
	Элемент	Вышэйшы аксід і яго ўласцівасці	Гідраксід і яго ўласцівасці
2	Be	BeO — амфатэрны аксід	Be(OH) ₂ — амфатэрны гідраксід
3	Mg	MgO — асноўны аксід	Mg(OH) ₂ — аснова
4	Ca	CaO — асноўны аксід	Ca(OH) ₂ — моцная аснова
5	Sr	SrO — асноўны аксід	Sr(OH) ₂ — моцная аснова



З павелічэннем зараду атамных ядраў адбываецца перыядычнае змяненне:

- уласцівасцей атамаў (радыусаў, электраадмоўнасці, ступеней акіслення);
- уласцівасцей простых рэчываў, якія ўтвораны элементамі (металічных і неметалічных, акісляльных і аднаўленчых);
- уласцівасцей складаных рэчываў (акісляльна-аднаўленчых і кіслотна-асноўных уласцівасцей аксідаў, гідраксідаў, а таксама вадародных злучэнняў).

Пытанні, заданні, задачы

1. Расстаўце ў парадку ўзрастання атамных радыусаў элементы: Cl, N, Si, He, Li, Al. Дайце тлумачэнне.

2. Растворы, чаму атамны радыус пры пераходзе: а) ад алюмінію да крэмнію памяншаецца; б) ад неону да натрыю рэзка павялічваецца.

3. Выкарыстоўваючы заканамернасці ў змяненні атамных радыусаў, растлумачце змяненне электраадмоўнасці атамаў у радзе элементаў: а) F, Cl, Br, I; б) S, P, Si.

4. Вам вядома, што падабенства ўласцівасцей элементаў адной і той жа групы тлумачыцца аднолькавым лікам валентных электронаў. Пакажыце, чым абумоўлена адрозненне ўласцівасцей элементаў адной групы.

5. Пакажыце максімальныя і мінімальныя ступені акіслення атамаў: Ca, Cl, K, Na, Mg, Si, P.

6. Намалуйце ў сшытку і запоўніце табліцу «Змяненне ўласцівасцей атамаў і іх злучэнняў па перыядах і групях».

Уласцівасці	Характар змяненняў пры руху ў табліцы	
	Па перыядзе $\Rightarrow$	Па групе $\Downarrow$
Зарад ядра атама		
Лік электронных слаёў у атаме		
Лік электронаў на знешнім слоі атама		
Радыйс атама		
Электраадмоўнасць		
Здольнасць прыцягваць электроны		
Здольнасць аддаваць электроны		
Металічныя ўласцівасці простых рэчываў		
Неметалічныя ўласцівасці простых рэчываў		
Асноўныя ўласцівасці аксідаў і гідраксідаў элементаў		
Кіслотныя ўласцівасці аксідаў і гідраксідаў		

7. З прапанаванага пераліку характарыстык выберыце тыя, якія лінейна (а не перыядычна) змяняюцца з ростам зараду ядра атама: электраадмоўнасць, лік пратонаў, радыус атама, маса атама, агульная колькасць электронаў, лік электронаў на знешнім слоі, ступень акіслення.

8. Для азоту характэрны наступныя ступені акіслення: +5, +4, +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3. Якія ўласцівасці — акісляльныя або аднаўленчыя — выражаны ў кожнай з гэтых ступеней акіслення азоту?

9. Зыходзячы са становішча элементаў N, P, C, Al, S у перыядычнай сістэме, параўнайце кіслотныя ўласцівасці: а) HNO_3 і H_3PO_4 ; б) $\text{Al}(\text{OH})_3$ і H_3PO_4 ; в) H_3PO_4 і H_2SO_4 .

10. Масы двух вадародных злучэнняў роўныя. Параўнайце колькасць іх аб'ёмы пры н. у., калі вядома, што абодва злучэнні газападобныя і ўтвораны элементамі з канфігурацыяй $[\text{Ne}]3s^23p^5$ і $[\text{Ne}]2s^22p^3$.



§ 12. Значэнне перыядычнага закону і перыядычнай сістэмы Д. І. Мендзялеева для развіцця навукі



Мал. 23. Помнік Д. І. Мендзялееву на фоне мазаічнага пано перыядычнай табліцы (Санкт-Пецярбург)

Перыядычны закон і перыядычная сістэма хімічных элементаў Д. І. Мендзялеева — велізарнае адкрыццё ў гісторыі навукі (мал. 23). Яно вызначыла пачатак новай эпохі ў развіцці хіміі. У хімікаў з'явіўся інструмент, які дазваляе прагназаваць адкрыццё новых элементаў і праводзіць навуковыя даследаванні, накіраваныя на стварэнне новых рэчываў і матэрыялаў.

Н. Бор назваў перыядычную сістэму Мендзялеева «пуцяводнай ніткай у распрацоўцы тэорыі электроннай будовы атама». На падставе перыядычнай сістэмы былі распрацаваны тэорыя хімічнай сувязі, канцэпцыі атамных і іонных радыусаў, электраадмоўнасці і г. д. Структура *«натуральнай сістэмы хімічных элементаў»*, распрацаваная Д. І. Мендзялеевым у 1869–1871 гадах, аказалася настолькі дасканалай, што мала адрозніваецца ад сучаснай. Зразумела, многія адкрыцці ў галіне хіміі і фізікі ўносілі ў яе змяненні, але спраўдзіліся прарочыя словы Д. І. Мендзялеева: «Відаць, перыядычнаму закону будучыня не пагражае разбурэннем, а толькі надбудовы і развіццё абяцае».

Характарыстыка хімічнага элемента па яго становішчы ў перыядычнай сістэме і будове атама

Па становішчы хімічнага элемента ў перыядычнай сістэме можна даць даволі поўную яго характарыстыку. Ключавую ролю адыгрывае атамны (парадкавы) нумар, які вызначае будову атама. Будова электроннай абалонкі атама, у сваю чаргу, вызначае састаў простых і складаных рэчываў, якія ўтвараюцца, і іх уласцівасці.

Вывучаючы хімію ў 8-м класе, вы ўжо складалі характарыстыку хімічнага элемента. У 11-м класе вы будзеце больш шырока выкарыстоўваць набытыя веды пра будову атама і стан электронаў у атаме і апісваць элемент па наступным плане.

1. **Становішча ў перыядычнай сістэме** (атамны нумар, перыяд, група), адносная атамная маса.

2. **Будова атама:**

а) састаў ядра: зарад, лік пратонаў, а таксама нейтронаў для вызначанага нукліду;

б) будова электроннай абалонкі: агульная колькасць электронаў, лік энергетычных узроўняў, размеркаванне электронаў па энергетычных узроўнях (электронная схема), падузроўнях (формула электроннай канфігурацыі) і арбіталях (электронна-графічная схема);

в) канфігурацыя знешняга электроннага слоя.

3. **Ступені акіслення атама элемента** (найвышэйшая, найніжэйшая). **Электраадмоўнасць.**

4. **Простае рэчыва:** хімічная формула, уласцівасці простага рэчыва (агрэгатны стан пры н. у., метал ці неметал).

5. **Злучэнні элемента:** вышэйшы аксід і адпаведны яму гідраксід, характарыстыка іх кіслотна-асноўных уласцівасцей; формула вадароднага злучэння.



Д. І. Мендзялееў на падставе распрацаванай ім сістэмы хімічных элементаў выправіў значэнні атамных мас і валентнасці некаторых элементаў (Be, In, Mo, Sb, Ce, Te, Y, Th, U і інш.), прадказаў існаванне 10 яшчэ не адкрытых элементаў (Sc, Ga, Ge, Po, At, Tc, Fr, Pa, Hf, Re). Адкрыццё гэтых элементаў пазней стала трыумфам перыядычнага закону.

Варта адзначыць, што, складаючы больш разгорнутую характарыстыку, можна правесці параўнанне электраадмоўнасці, металічных ці неметалічных уласцівасцей простага рэчыва, кіслотна-асноўных уласцівасцей аксідаў і гідраксідаў з аналагічнымі ўласцівасцямі іншых элементаў у групе або перыядзе. Меркаванні пра ўласцівасці рэчываў робяць цалкам дарэчным складанне некаторых ураўненняў рэакцый. Напрыклад, можна пацвердзіць кіслотныя ўласцівасці запісам раўнанняў рэакцый са шчолачамі, асноўныя — з кіслотамі, амфатэрныя — і з кіслотамі, і са шчолачамі. Аднак больш дэтальныя веды кіслотна-асноўных і акісляльна-аднаўленчых уласцівасцей элементаў вы атрымаеце, вывучаючы раздзелы «Неметалы» і «Металы».

Прыклад 1. Па прыведзеным вышэй плане складзіце характарыстыку элемента азот.

1. Элемент азот мае хімічны знак N, атамны нумар $Z = 7$. Азот размешчаны ў другім перыядзе, малым, у ІІА-групе, галоўнай. Адносная атамная маса $A_r(\text{N}) = 14$.

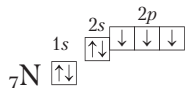
2. Будова атама азоту:

а) зарад ядра атама азоту $+7$. У састаў ядра атама азоту ўваходзяць 7 пратонаў. Самы распаўсюджаны ў прыродзе ізатоп азоту — гэта нуклід ^{14}N . Лік нейтронаў у ядры гэтага нукліду роўны $14 - 7 = 7$;

б) электронная абалонка атамаў азоту змяшчае 7 электронаў, якія размеркаваны па двух энергетычных узроўнях; электронная схема: ${}_7\text{N } 2e^-, 5e^-$;

формула электроннай канфігурацыі: ${}_7\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$;

электронна-графічная схема:



в) канфігурацыя знешняга электроннага слоя: $2s^2 2p^3$, значыць, азот — p -элемент.

3. Ступені акіслення атамаў элемента: найвышэйшая $+5$, паколькі на знешнім энергетычным узроўні атама знаходзіцца 5 электронаў, найніжэйшая -3 . Электраадмоўнасць: $\chi(\text{N}) = 3,0$.

4. Простае рэчыва азот з'яўляецца неметалам, аграгатны стан пры н. у. — газ, хімічная формула N_2 .

5. Формула вышэйшага аксиду N_2O_5 , аксід азоту (V), кіслотны;

формула гідраксиду, адпаведнага вышэйшаму аксиду, HNO_3 , гідраксід кіслотны, азотная кіслата;

вадароднае злучэнне NH_3 , лятучае, паколькі азот з'яўляецца неметалам.



Менавіта пазнанне заканамернасцей дазволіла Д. І. Мендзялееву не проста прадказаць існаванне многіх элементаў, але і скласці досыць дакладную характарыстыку іх уласцівасцей. На момант стварэння табліцы было вядома ўсяго толькі 63 хімічныя элементы. Для неадкрытых элементаў у табліцы яму давалася пакінуць пустыя месцы, каб не парушаць перыядычнасць. Так, элемент, які павінен ісці за цынкам і размяшчацца пад алюмініем, ён назваў экалюмініем. Д. І. Мендзялееву няцяжка было здагадацца, што яго адносная маса будзе каля 70, бо ў цынку яна роўная 65, а ў наступнага вядомага на той час элемента мыш'яку — 75. Злучэнні алюмінію з хлорам пры высокай тэмпературы валодаюць лятучасцю, значыць, і аналагічнае злучэнне экаалюмінію павінна быць лятучым. Апісанне ўласцівасцей экаалюмінію ён закончыў словамі: «Можна спадзявацца, што ён будзе адкрыты спект-

ральным даследаваннем, падобна да таго, як адкрыты наступныя за ім індый і талій...» Такім чынам, было дадзена не толькі апісанне ўласцівасцей, але і спосаб знаходжання, зададзены кірунак пошуку.

Прайшло пяць гадоў, і французскі вучоны Л. дэ Буабадран спектральным метадам адкрыў новы элемент (галій), вылучыўшы яго з мінералу, здабытага ў Пірэнейскіх гарах. Вучоны быў нямаля здзіўлены, калі праз Парыжскую акадэмію навук атрымаў ліст з Расіі. У ім паведамлялася, што ў апісанні ўласцівасцей галію правільна ўсё, акрамя шчыльнасці — не 4,7, а 5,9. Зрабіўшы больш якасную ачыстку металу, Буабадран пераканаўся, што першапачаткова была дапушчана памылка: шчыльнасць усё ж такі складала 5,9.

Вы, напэўна, паспелі здагадацца, што аўтарам ліста быў, вядома, Д. І. Мендзялееў.

Па становішчы элемента ў перыядычнай сістэме можна даць даволі поўную яго характарыстыку, у тым ліку звесткі пра будову атама, магчымыя ступені яго акіслення і значэнні электраадмоўнасці, састаў і ўласцівасці злучэнняў атамаў дадзенага элемента, уключаючы кіслотна-асноўныя і акісляльна-аднаўленчыя.

Пытанні, заданні, задачы

1. У чым вы бачыце значэнне перыядычнага закону і перыядычнай сістэмы Д. І. Мендзялеева для развіцця навукі?
2. Па прыведзеным у тэксце параграфа плане складзіце апісанне наступных хімічных элементаў: а) сера; б) хлор; в) алюміній; г) натрый.
3. Апішыце становішча ў перыядычнай сістэме элементаў, якія маюць канфігурацыю знешняга электроннага слоя: а) $4s^1$; б) $3s^23p^6$; в) $2s^22p^2$; г) $2s^22p^3$.
4. Складзіце ўраўненні рэакцый, якія пацвярджаюць кіслотныя ўласцівасці: а) вышэйшага аксіду серы; б) гідраксіду, адпаведнага вышэйшаму аксіду азоту.
5. Складзіце ўраўненні рэакцый з селянай кіслотой: а) аксіду і гідраксіду магнію; б) аксіду і гідраксіду літыю.
6. Складзіце ўраўненні рэакцый, якія пацвярджаюць амфатэрнасць: а) аксіду цынку; б) аксіду алюмінію; в) гідраксіду цынку; г) гідраксіду алюмінію.
7. У кожнай пары пакажыце элемент з большай электраадмоўнасцю: а) Si і S; б) N і F; в) Cl і I; г) S і Se; д) P і Cl; е) C і Pb.
8. Зыходзячы са становішча элементаў у перыядычнай сістэме, параўнайце кіслотныя ўласцівасці гідраксідаў: а) крэмнію і серы; б) азоту і фосфару.
9. Да адкрыцця перыядычнага закону адносная атамная маса берылію прымалася роўнай 13,8, а формула яго аксіду запісвалася як Be_2O_3 . Д. І. Мендзялееў змясціў гэты элемент у адну групу з магніем. Вызначце, як пры гэтым павінна была змяніцца атамная маса берылію. Адказ пацвердзіце разлікам.
10. Адносная шчыльнасць па вадародзе вадароднага злучэння саставу H_2E роўная 17. Устаноўце элемент.

