

ЗМІСТ

С.

1. Періодична таблиця хімічних елементів Д. І. Менделєєва.....	5
2. Початковий курс із хімії.....	6
3. Хімічні властивості основних класів неорганічних сполук.....	6
4. Атомно-молекулярне вчення.....	13
5. Періодичний закон. Будова атома. Хімічний зв'язок	15
6. Розчини.....	26
7. Окисно-відновні реакції. Електроліз.....	32
ДОДАТКИ.....	40

Методичні вказівки із хімії підготовлені для іноземних слухачів, які вивчають курс хімії за програмою довузівської підготовки.

Вони вміщують таблиці і схеми за темами: «Початковий курс хімії», «Атомно-молекулярна теорія», «Періодичний закон. Будова атома. Хімічний зв'язок», «Розчини. Теорія електролітичної дисоціації. Гідроліз солей», «Окисно-відновні реакції. Електроліз ». Довідкові матеріали можуть використовуватися під час роботи в аудиторії, а також для самостійної роботи слухачів.

У додатках пропонується граматичний матеріал з української мови, необхідний слухачам для виконання завдань із хімії.

Таблиця 1

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

Період	ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ										ЕНЕРГІЯ ІОНІЗАЦІЇ																
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII																			
1	H 1,008 водень													He 4,003 гелій													
2	Li 6,941 літій	Be 9,012 берилій	B 10,811 бор	C 12,011 карбон	N 14,007 нітроген	O 15,999 оксиген	F 18,998 фтор	Ne 20,179 неон			Periodic law and periodic system of chemical elements were discovered by D.I. Mendeleev in 1869.																
3	Na 22,990 натрій	Mg 24,305 магній	Al 26,981 алюміній	Si 28,085 силіцій	P 30,974 фосфор	S 32,064 сульфур	Cl 35,453 хлор	Ar 39,948 аргон																			
4	K 39,098 калій	Ca 40,08 кальцій	Sc 44,958 скандій	Ti 47,88 титан	V 50,941 ванадій	Cr 51,996 хром	Mn 54,938 манган	Fe 55,847 залізо	Co 58,933 кобальт	Ni 58,71 нікель																	
5	Zn 65,38 цинк	Cu 63,546 мідь	Ga 69,72 галій	Ge 72,59 германій	As 74,922 арсен	Se 78,96 селен	Br 79,904 бром	Ru 101,07 рутений	Rh 102,905 родій	Pd 106,4 паладій	Kr 83,80 криптон																
6	Rb 85,468 рубідій	Sr 87,62 стронцій	Y 88,906 ітрий	Zr 91,22 цирконій	Nb 92,906 ніобій	Mo 95,94 молибден	Tc 98,906 технецій	Ru 101,07 рутений	Rh 102,905 родій	Pd 106,4 паладій	Xe 131,30 ксенон																
7	Ag 107,868 срібло	Cd 112,41 кадмій	In 114,82 індій	Sn 118,71 олово	Pb 208,28 свинець	Bi 208,980 вісмут	Po [209] полоній	At [210] астат	Os 190,2 осмій			Pt 195,09 платина															
8	Cs 132,905 цезій	Ba 137,33 барій	La 138,905 лантан	Hf 178,49 hafnium	Ta 180,94 тантал	W 183,85 вольфрам	Re 186,207 реній	Ir 192,22 ірідій			Rn [222] радон																
9	Au 196,966 золото	Hg 200,59 ртуть	Tl 204,37 талій	Pb 207,2 свинець	Bi 208,980 вісмут	Po [209] полоній	At [210] астат	Os 190,2 осмій			Pt 195,09 платина																
10	Fr [223] францій	Ra [226] радій	Ac [227] актиній	Rf [261] рефренцій	Db [262] дубній	Sg [263] сєнборгій	Hs [264] гасій	Mt [268] мєтєлєвієв			Uun [272] ункєнєвієв																
ВИЩІ ОКСИДИ													RO			RO_2			RO_3			RO_5			RO_7		
ЛЕГКІ ВОДНІ СПЛУЧКИ													RH_4			RH_3			H_2R			HR					
*ЛАНАНОЇДИ 58-71													**АКТИНОЇДИ 90-103														
Ce 140,12 церій	Pr 140,906 празеодим	Nd 144,24 неодим	Pm [145] прометій	Sm 150,4 самарій	Eu 151,96 европій	Gd 157,25 гадоліній	Dy 162,50 диспрозій	Ho 164,930 гольмій	Er 167,26 єрвій	Tm 168,934 тульмій	Yb 173,04 їтервій	Lu 174,967 лютецій	Th 232,038 торій	Pa 231,036 протактіній	U 238,029 уран	Np 237,046 нептуній	Pu [244] плутоній	Am [243] амеріцій	Cm [247] курій	Bk [247] берклій	Cf [251] каліфорній	Es [252] ейнштейн	Fm [257] фермій	Md [288] менделєєв	No [289] нобелій	Lr [260] лютерцій	

Хімічний знак: **Fe** (58,937) — назва елемента: залізо

Порядковий номер: **26** — кількість електронів на даному енергетичному рівні

Відносна атомна маса: **55,847** — кількість електронів на даному енергетичному рівні

Групи елементів: s-елементи (червоний), p-елементи (жовтий), d-елементи (синій), f-елементи (ліловий)

І Енергетичний - K

ІІ -/-/ - L

ІІІ -/-/ - M

ІV -/-/ - N

V -/-/ - O

VI -/-/ - P

VII -/-/ - Q

У елементах, яким відповідають прості речовини - неметали, порядкові номери вказані в квадраті

У елементах, оксидів і гідроксидів яких проявляють амфотерні властивості, порядкові номери обидві наведено в квадраті

У елементах, яким відповідають прості речовини - метали, порядкові номери обидві наведено в квадраті

ПОЧАТКОВИЙ КУРС ІЗ ХІМІЇ

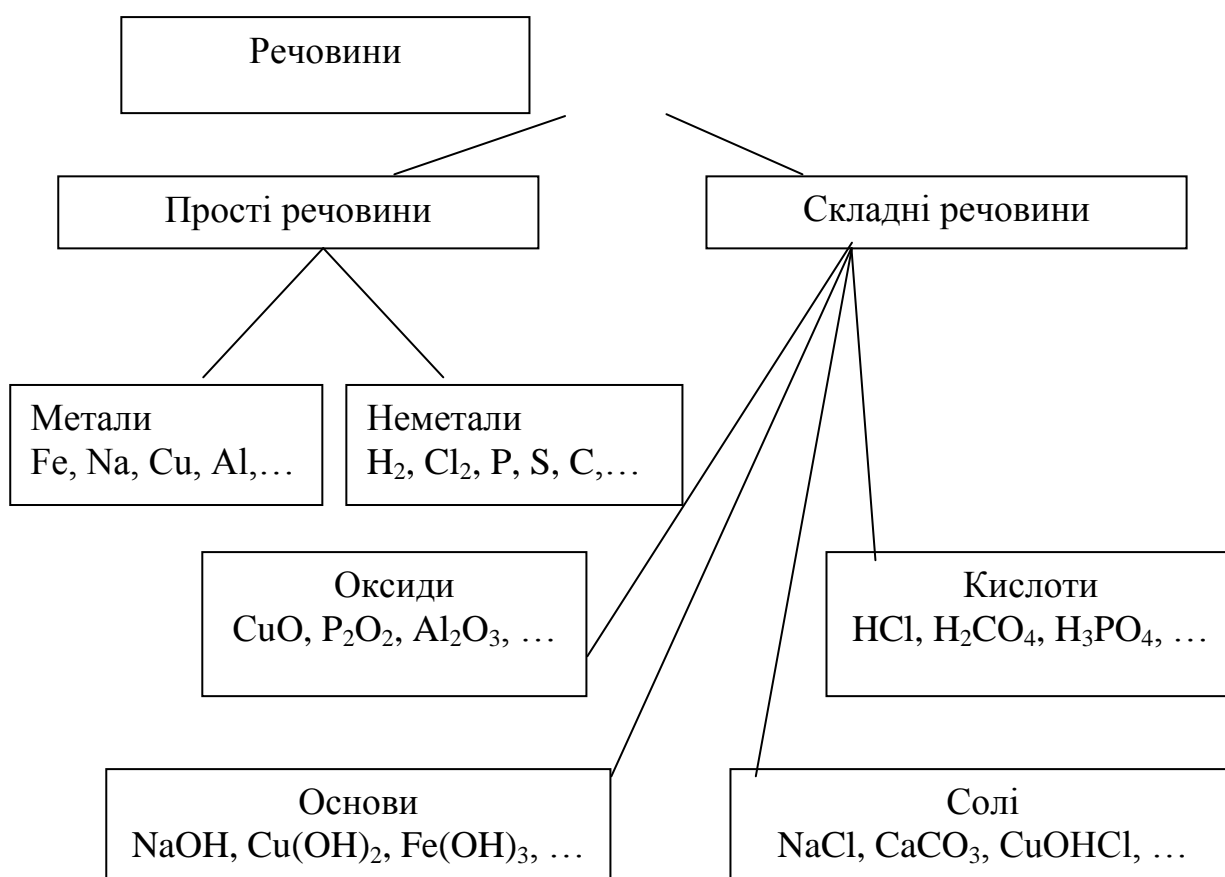
Таблиця 2 – Символи та назви хімічних елементів

Пор. номер	Символ елемента	Як читати символ	Українська назва елемента
НЕМЕТАЛИ			
1	H	Аш	Гідроген
2	O	О	Оксиген
3	C	Це	Карбон
4	N	Ен	Нітроген
5	P	Пе	Фосфор
6	S	Ес	Сульфур
7	F	Фтор	Фтор
8	Cl	Хлор	Хлор
9	Br	Бром	Бром
10	I	Йод	Йод
11	Se	Селен	Селен
12	B	Бор	Бор
13	As	Арсенікум	Арсен
14	Sb	Стибіум	Стибій
15	Si	Силиціум	Силіцій
МЕТАЛИ			
1	Li	Літій	Літій
2	Na	Натрій	Натрій
3	K	Калій	Калій
4	Rb	Рубидій	Рубідій
5	Cs	Цезій	Цезій
6	Ca	Кальцій	Кальцій
7	Sr	Стронцій	Стронцій
8	Ba	Барій	Барій
9	Mg	Магній	Магній
10	Zn	Цинк	Цинк
11	Al	Алюміній	Алюміній
12	Cr	Хром	Хром
13	Ni	Нікель	Нікель
14	Co	Кобальт	Кобальт
15	Mn	Марганець	Манган
16	Fe	Ферум	Залізо
17	Cu	Купрум	Купрум
18	Ag	Аргентум	Аргентум
19	Hg	Гідраргіум	Меркурій
20	Au	Аурум	Аурум
21	Pb	Плюмбум	Плюмбум
22	Sn	Станум	Станум

Таблиця 3 – Елементи, що мають сталий ступінь окиснення атомів
у складних речовинах

МЕТАЛИ		НЕМЕТАЛИ	
+1	Li, Na, K, Rb, Cs, Ag,	+1	H
+2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn	-2	O
+3	Al	-1	F

Таблиця 4 – Класифікація неорганічних сполук

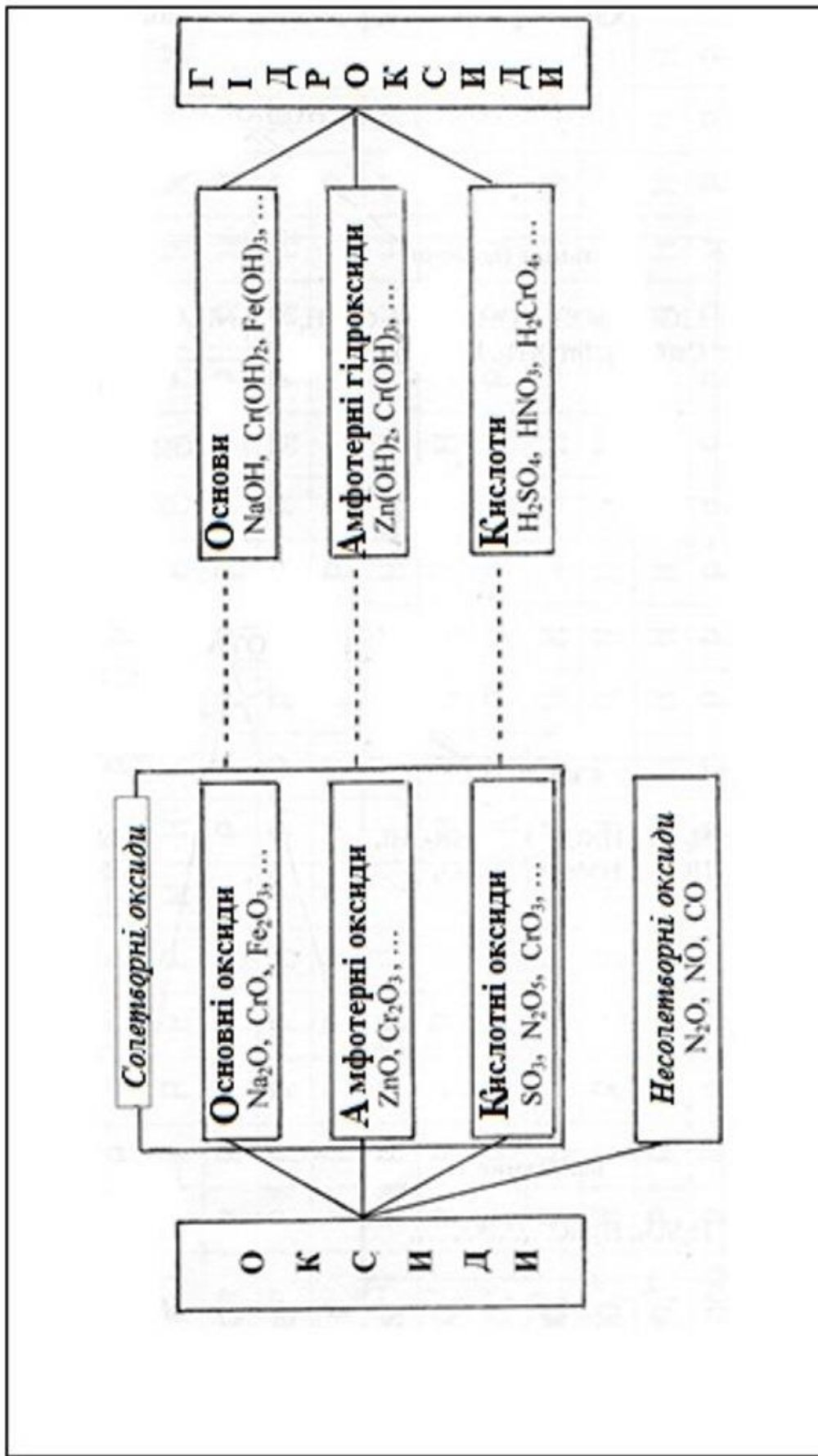


Таблиця 5 – Формули та назви кислот та кислотних залишків

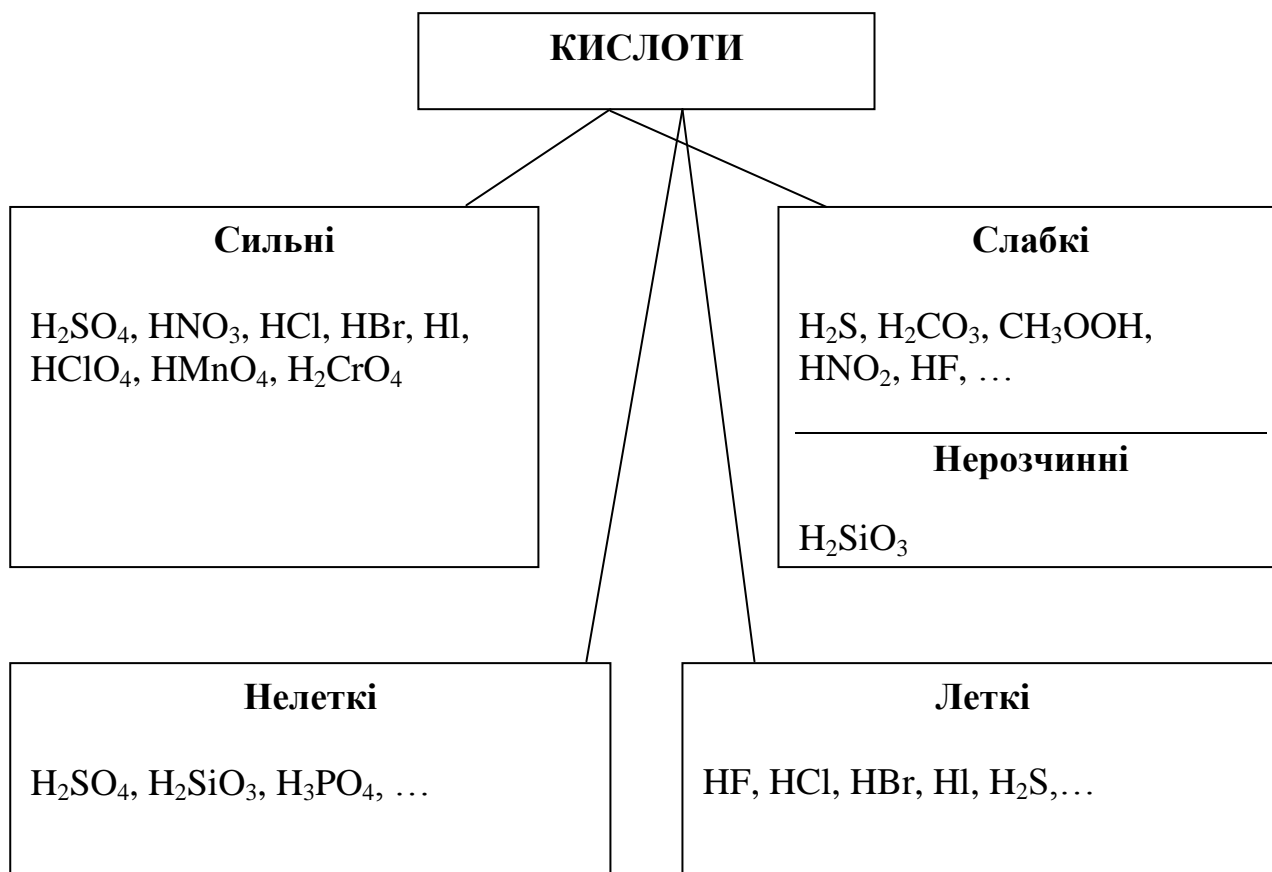
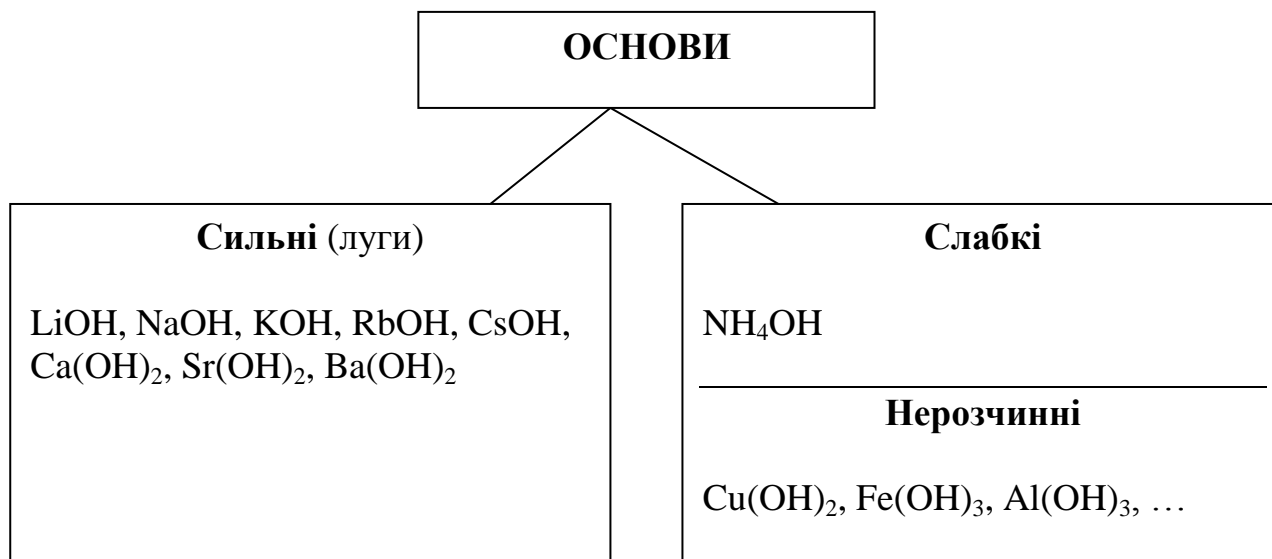
Пор. номер	Кислоти		Кислотні залишки	
	Формула	Назва	Формула	Назва
Безкисневі кислоти				
1	HF	Фторводнева (плавиковая)	F ⁻	Фторид
2	HCl	Хлорводнева (соляна)	Cl ⁻	Хлорид
3	HBr	Бромводнева	Br ⁻	Бромід
4	HI	Йодоводнева	I ⁻	Йодид
5	H ₂ S	Сірководнева	S ⁻²	Сульфід
Кисневмісні кислоти				
6	HNO ₃	Азотна	NO ₃ ⁻	Нітрат
7	HNO ₂	Азотиста	NO ₂ ⁻	Нітрит
8	H ₂ SO ₄	Сірчана	SO ₄ ⁻²	Сульфат
9	H ₂ SO ₃	Сірчиста	SO ₃ ⁻²	Сульфит
10	HPO ₃	Метафосфорна	PO ₃ ⁻	Метафосфат
11	H ₃ PO ₄	(Орто)фосфорна	PO ₄ ⁻³	(Орто)фосфат
12	H ₄ P ₂ O ₇	Двухфосфорна (пірофосфорна)	P ₂ O ₇ ⁻⁴	Дифосфат (пирофосфат)
13	H ₂ CO ₃	Вугільна	CO ₃ ⁻²	Карбонат
14	H ₂ SiO ₃	Кремнієва	SiO ₃ ⁻²	Силікат
15	H ₃ AsO ₄	Арсенатна	AsO ₄ ⁻³	Арсенат
16	H ₃ AsO ₃	Арсенітна	AsO ₃ ⁻³	Арсеніт
17	H ₂ CrO ₄	Хромова	CrO ₄ ⁻²	Хромат
18	H ₂ Cr ₂ O ₇	Двухромова	Cr ₂ O ₇ ⁻²	Дихромат
19	HClO ₄	Хлорна	ClO ₄ ⁻	Перхлорат
20	HMnO ₄	Манганатна	MnO ₄ ⁻	Перманганат
21	CH ₃ COOH	Оцтова	CH ₃ COO ⁻	Ацетат

3. ХІМІЧНІ ВЛАСТВОСТІ ОСНОВНИХ КЛАСІВ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН

Таблиця 6 - Типи оксидів та гідроксидів (поділ за хімічними властивостями)



Таблиця 7 – Характеристика гідроксидів у водних розчинах



Ряд активності металів / електрохімічний ряд напруг

Li Rb K Cs Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Co Ni Sn Pb (H) Cu Ag Pr Au \rightarrow

Активність металів зменшується

Таблиця 8 - Розчинність кислот, солей та основ у воді

	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ²⁺	
OH ⁻		P	P	P	-	P	M	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
F ⁻	P	P	P	P	P	M	H	M	P	M	P	P	M	P	-	M	M	H	M	M	M
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	H	P	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	M	H	P	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	H	-	H	H	P	-	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	M	H	M	H	-	H	-	-	-	M	-	-	-	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	P	P	H	P	P	M	P	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	-	-	H	-	-	H	H	-	-	-	-
SiO ₃ ²⁻	H	-	P	P	H	H	H	H	H	H	H	-	H	-	-	-	H	-	-	-	-
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P

P – розчинна у воді речовина;

M – малорозчинна у воді речовина;

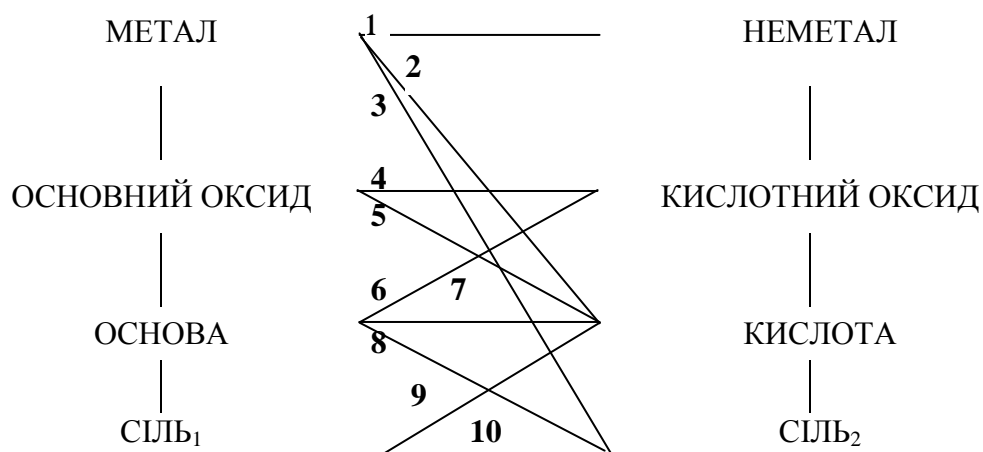
H – нерозчинна у воді речовина;

(-) – речовина розкладається водою або не існує

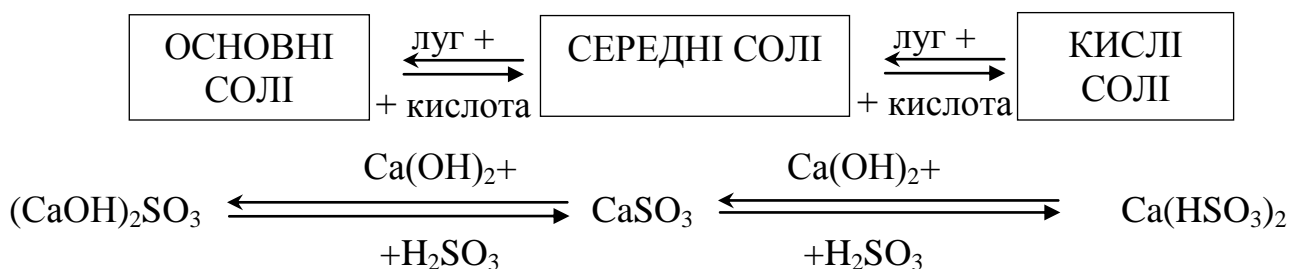
Таблиця 9 – Індикатори

Індикатори	Колір індикаторів у різних середовищах		
	Розчин луку (лужне середовище)	Вода (нейтральне середовище)	Розчин кислоти (кисле середовище)
Лакмус	Синій	Фіолетовий	Червоний
Фенолфталеїн	Малиновий	Безбарвний	Безбарвний
Метилловий оранжевий	Жовтий	Жовтогарячий	Червоний

Таблиця 10 – Схема одержання середніх солей

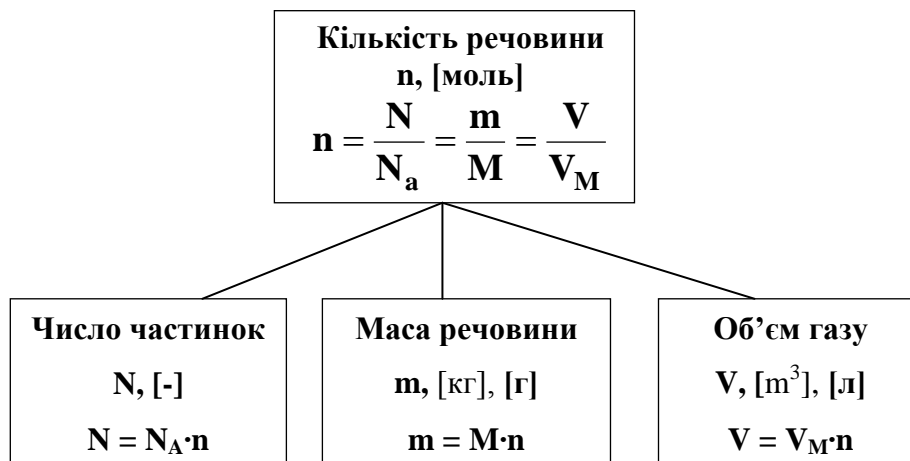


Таблиця 11 – Взаємозв'язок між середніми, кислими й основними солями



4. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ

Таблиця 12 – Кількісна характеристика речовини



Позначення:

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ [моль⁻¹] – стала Авогадро;

M – молярна маса, [кг·моль⁻¹], [г·моль⁻¹];

V_M – молярний об'єм, [м³·моль⁻¹], [л·моль⁻¹].

Для газів за нормальних умов $V_M = 22,4$ л/моль,
(нормальні умови: 273 К, $1,013 \cdot 10^5$ Па).

Таблиця 13 – Відносні молекулярні маси неорганічних сполук

	H⁺	NH₄⁺	K⁺	Na⁺	Ag⁺	Ba²⁺	Ca²⁺	Mg²⁺	Mn²⁺	Zn²⁺	Ni²⁺	Sn²⁺	Cu²⁺	Fe²⁺	Fe³⁺	Al³⁺	Cr³⁺
O²⁻	–	–	94	62	232	153	56	40	71	81	75	135	80	72	160	102	153
OH⁻	18	35	56	40	125	171	74	58	89	99	93	153	98	90	107	78	103
NO₃⁻	63	80	101	85	170	261	174	148	179	189	183	243	188	180	242	213	238
Cl⁻	36,5	53,5	74,5	58,5	143,5	208	111	95	126	136	130	190	135	127	162,5	133,5	158,5
S²⁻	34	68	110	78	248	189	72	56	87	97	91	151	96	88	208	150	200
SO₃²⁻	82	116	158	126	296	217	120	104	135	145	139	199	144	136	352	294	344
SO₄²⁻	98	132	174	142	312	233	136	120	151	161	155	215	160	152	400	342	392
CO₃²⁻	62	96	138	106	276	197	100	84	115	125	119	179	124	116	292	234	284
SiO₂³⁻	78	112	154	122	292	213	116	100	131	141	135	195	140	132	340	282	332
PO₄³⁻	98	149	212	164	419	601	310	262	355	385	367	547	382	358	151	122	147

5. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН. БУДОВА АТОМА. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Таблиця 14 – Історія відкриття та розвитку періодичного закону

Роки	Події, пов'язані з історією періодичного закону
1834–1907	Роки життя Д. І. Менделєєва
1829	І. Деберейнер (Німеччина) встановив «правило тріад»: атомна маса середнього з елементів, об'єднаних в «тріади» (Li, Na, K, Ca, Sr, Ba, Cl, Br, I), близька до середнього арифметичного значення від мас двох інших елементів. Але об'єднати в тріади всі відомі елементи не вдалося
1860	На Всесвітньому конгресі хіміків у Карлсруе (Німеччина) прийняті визначення атома, молекули, еквівалента, а також встановлені методи визначення атомних і молекулярних мас. У роботі конгресу брав участь Д. І. Менделєєв
1863	Д. Ньюлендс (Англія) сформулював «закон октав». У ряді елементів з зростаючими атомними масами спостерігається подібність між кожним восьмим елементом. Ньюлендса розмістив елементи в 7 стовпців, що містять схожі елементи. Проте в деяких стовпцях виявилися елементи з абсолютно несхожими властивостями
1864	Л. Мейєр (Німеччина) склав таблицю, в якій розмістив 44 елементи у 6 вертикальних рядах відповідно за їх валентністю за воднем і в порядку зростання атомних мас. Структура таблиці була невизначеною, багато відомих у той час елементів у неї не ввійшли.
1869	Д. І. Менделєєв відкрив періодичний закон, розробив періодичну систему хімічних елементів і надав перший варіант таблиці
1875	П. Лекок де Буабодран (Франція) відкрив галій (Ga). Існування цього елемента (під назвою «екаалюміній») і його властивості були передбачені Менделєєвим
1879	Л. Нільсон (Швеція) відкрив скандій (Sc). Існування цього елемента (під назвою «екабор») і його властивості були передбачені Менделєєвим
1886	К. Вінклер (Німеччина) відкрив германій (Ge). Існування цього елемента (під назвою «екасіліцій») і його властивості були передбачені Менделєєвим
1893–1898	В. Рамзай (Англія) відкрив аргон, а потім і інші інертні гази. В сучасних таблицях ці елементи утворюють головну підгрупу VIII групи

Таблиця 15 – Порівняння властивостей екасіліція (передбачений Д.І. Менделєєвим) і германію (відкритий К. Винклером)

Передбачено Д. І. Менделєєвим (1871)	Знайдено К. Винклером (1886)
<p>Екасіліцій ${}_{32}\text{Es}$. Атомна маса ~ 72. Густина $\sim 5,5$ (г / см³). Метал не буде витісняти гідроген із кислот.</p> <p>Формула оксиду EsO_2. Густина оксиду $\sim 4,7$ (г / см³). Оксид буде легко відновлюватися до металу.</p> <p>Основні властивості гідроксиду будуть виражені лише дуже слабо.</p> <p>Солі екасіліція будуть легко гідролізуватися. Хлорид із формулою EsCl_4 буде рідиною з температурою кипіння ~ 90 °С і густиною $\sim 1,9$ г / см³.</p>	<p>Германій ${}_{32}\text{Ge}$. Атомна маса 72,6. Густина 5,35 (г / см³). Метал не реагує з хлоридною кислотою (HCl) і з розбавленою сульфатною кислотою (H₂SO₄ (р)).</p> <p>Формула оксиду GeO_2. Густина оксиду 4,70 (г / см³). GeO₂ відновлюється до металу під час нагрівання в атмосфері водню.</p> <p>Для гідроксиду германію (IV) основні властивості не характерні. Проявляє властивості слабкої кислоти.</p> <p>Солі германію легко гідролізуються. GeCl₄ – це рідина з температурою кипіння 83 °С і густиною 1,887 г / см³.</p>

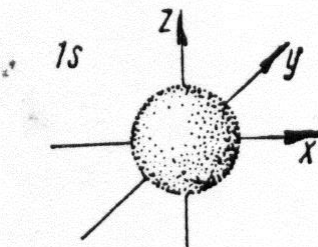
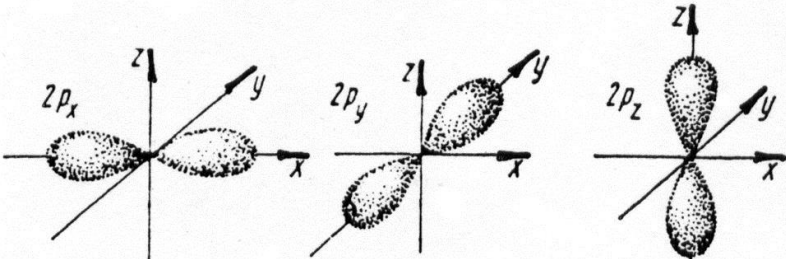
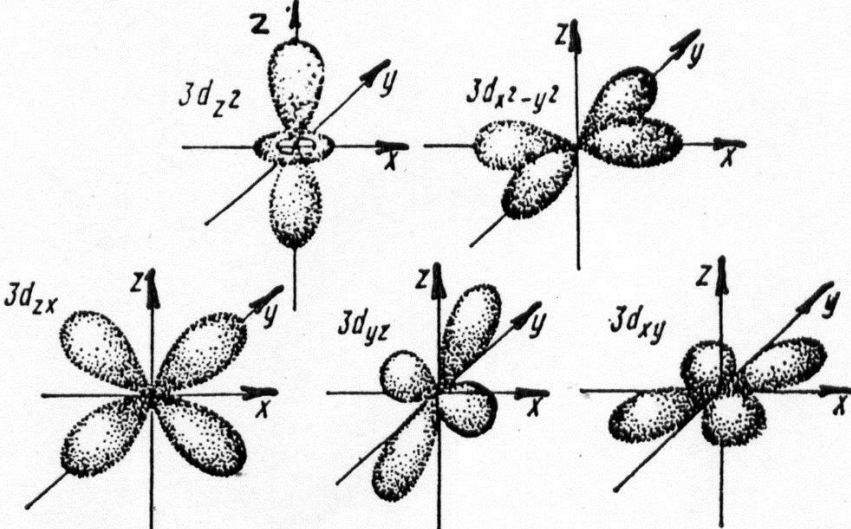
Таблиця 16 – Ізотопи деяких елементів

Елемент	Масові числа ізоотопів (A)	Вміст у природі, % мас.	Відносна атомна маса елементів (A_r)
Гідроген			
${}^1_1\text{H}$	1	99,98	1,00794
${}^2_1\text{D}$	2	0,02	
${}^3_1\text{T}$	3	Штучний	
${}^8\text{O}$	16 17 18	99,759 0,037 0,204	15,9994
${}^{17}\text{Cl}$	35 37	75,77 24,23	35,453
${}^{26}\text{Fe}$	54 56 57 58	5,84 91,68 2,17 0,31	55,847
${}^{29}\text{Cu}$	63 65	69,1 30,9	63,546
${}^{92}\text{U}$	234 235 238	0,005 0,715 99,28	238,03

Примітка. Гідроген – єдиний елемент, для ізоотопів якого використовують особливі символи і назви:

${}^1_1\text{H}$ – протій, ${}^2_1\text{D}$ – дейтерій, ${}^3_1\text{T}$ – тритій.

Таблиця 17 – Форми електронних хмар

Типи атомних орбіталей	Форми атомних орбіталей і їх положення у просторі
s	 <p>1s</p>
p	 <p>2p_x 2p_y 2p_z</p>
d	 <p>3d_{z²} 3d_{x²-y²} 3d_{zx} 3d_{yz} 3d_{xy}</p>

Таблиця 18 – Розподіл електронів у атомі

Квантові числа				Максимальне число електронів на енергетичному рівні, $N_{\max} = 2n^2$
Головне, n $n = 1, 2, 3, \dots, \infty$	Орбітальне, l $l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$	Магнітне, m_l $m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$	Спінове, m_s $m_s = -1/2; +1/2$	
Рівні	Підрівні	Орбіталі	Графічне зображення підрівня	Максимальне число електронів на підрівні, $N = 2(2l + 1)$
(K) $n = 1$	$l = 0$ (1s)	$m_l = 0$	$1s \uparrow\downarrow$	$1s^2 = > 2e$
(L) $n = 2$	$l = 0$ (2s) $l = 1$ (2p)	$m_l = 0$ $m_l = -1, 0, +1$	$2s \uparrow\downarrow$ $2p \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\dots 2s^2 2p^6 = > 8e$
(M) $n = 3$	$l = 0$ (3s) $l = 1$ (3p) $l = 2$ (3d)	$m_l = 0$ $m_l = -1, 0, +1$ $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$	$3s \uparrow\downarrow$ $3p \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $3d \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} = > 18e$
(N) $n = 4$	$l = 0$ (4s) $l = 1$ (4p) $l = 2$ (4d) $l = 3$ (4f)	$m_l = 0$ $m_l = -1, 0, +1$ $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$	$4s \uparrow\downarrow$ $4p \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $4d \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $4f \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\dots 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} = > 32e$

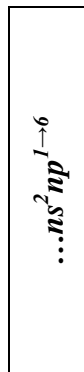
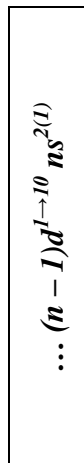
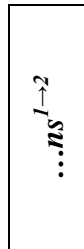
Таблиця 19 – Періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва (довга форма)

Періоди		Групи																		
		IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIВ	VIIIB	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA			
1	${}^1\text{H}$																${}^2\text{He}$			
2	${}^3\text{Li}$	${}^4\text{Be}$												${}^5\text{B}$	${}^6\text{C}$	${}^7\text{N}$	${}^8\text{O}$	${}^9\text{F}$	${}^{10}\text{Ne}$	
3	${}^{11}\text{Na}$	${}^{12}\text{Mg}$												${}^{13}\text{Al}$	${}^{14}\text{Si}$	${}^{15}\text{P}$	${}^{16}\text{S}$	${}^{17}\text{Cl}$	${}^{18}\text{Ar}$	
4	${}^{19}\text{K}$	${}^{20}\text{Ca}$	${}^{21}\text{Sc}$	${}^{22}\text{Ti}$	${}^{23}\text{V}$	${}^{24}\text{Cr}$	${}^{25}\text{Mn}$	${}^{26}\text{Fe}$	${}^{27}\text{Co}$	${}^{28}\text{Ni}$	${}^{29}\text{Cu}$	${}^{30}\text{Zn}$		${}^{31}\text{Ga}$	${}^{32}\text{Ge}$	${}^{33}\text{As}$	${}^{34}\text{Se}$	${}^{35}\text{Br}$	${}^{36}\text{Kr}$	
5	${}^{37}\text{Rb}$	${}^{38}\text{Sr}$	${}^{39}\text{Y}$	${}^{40}\text{Zr}$	${}^{41}\text{Nb}$	${}^{42}\text{Mo}$	${}^{43}\text{Tc}$	${}^{44}\text{Ru}$	${}^{45}\text{Rh}$	${}^{46}\text{Pd}$	${}^{47}\text{Ag}$	${}^{48}\text{Cd}$		${}^{49}\text{In}$	${}^{50}\text{Sn}$	${}^{51}\text{Sb}$	${}^{52}\text{Te}$	${}^{53}\text{I}$	${}^{54}\text{Xe}$	
6	${}^{55}\text{Cs}$	${}^{56}\text{Ba}$	${}^{57}\text{La}$	${}^{72}\text{Hf}$	${}^{73}\text{Ta}$	${}^{74}\text{W}$	${}^{75}\text{Re}$	${}^{76}\text{Os}$	${}^{77}\text{Ir}$	${}^{78}\text{Pt}$	${}^{79}\text{Au}$	${}^{80}\text{Hg}$		${}^{81}\text{Tl}$	${}^{82}\text{Pb}$	${}^{83}\text{Bi}$	${}^{84}\text{Po}$	${}^{85}\text{At}$	${}^{86}\text{Rn}$	
7	${}^{87}\text{Fr}$	${}^{88}\text{Ra}$																		

s - елементи

d - елементи

p - елементи



Таблиця 20 – «Провалювання» електрона (**d** – елементи)

Номер періода	Елементи, що мають «провалювання» електрона
4	${}_{24}\text{Cr}$, ${}_{29}\text{Cu}$
5	${}_{41}\text{Nb}$, ${}_{42}\text{Mo}$, ${}_{44}\text{Ru}$, ${}_{45}\text{Rh}$, ${}_{46}\text{Pd}^*$, ${}_{47}\text{Ag}$
6	${}_{78}\text{Pt}$, ${}_{79}\text{Au}$

* ${}_{46}\text{Pd}$ – не мають електронів на 5s – підрівні (${}_{46}\text{Pd} \dots 4d^{10}$)

Таблиця 21 – Класифікація хімічних елементів за електронною структурою


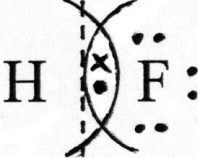



Тип елемента	Електронна конфігурація валентних рівнів
s-елементи – метали підгруп ІА і ІІА, а також неметали ${}_1\text{H}$ і ${}_2\text{He}$	$\dots ns^{1-2}$
p-елементи – метали і неметали підгруп від ІІІА до VІІА, окрім ${}_1\text{H}$ и ${}_2\text{He}$	$\dots ns^2 np^{1-6}$
d-елементи – метали підгруп ІВ до VІІВ	$\dots (n-1)d^{1-10} ns^{2(1)}$
f-елементи – метали лантаноїди (№ 58–71) і актиноїди (№ 90–103)	Не розглядаємо

n – номер останнього енергетичного рівня (дорівнює номеру періода)

Таблиця 22 – Відносна електронегативність елементів головних підгруп




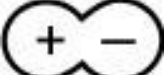


H 2,1									
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0			
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0			
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8			
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5			
Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2			

Таблиця 23 – Типи хімічних зв'язків

Типи зв'язків	Ковалентний		Йонний
	неполярний	полярний	
Характеристика зв'язку	Атоми мають загальні пари		Загальні електронні пари повністю переходять від атома метала до атома неметала
	Загальні електронні пари однаково належать обом атомам	Загальні електронні пари зміщуються до більш електронегативного атома	
Схема утворення зв'язку			$[Na^+][\overset{\ominus}{\underset{\cdot\cdot}{\text{F}}}]$
Схематичне зображення зв'язку			



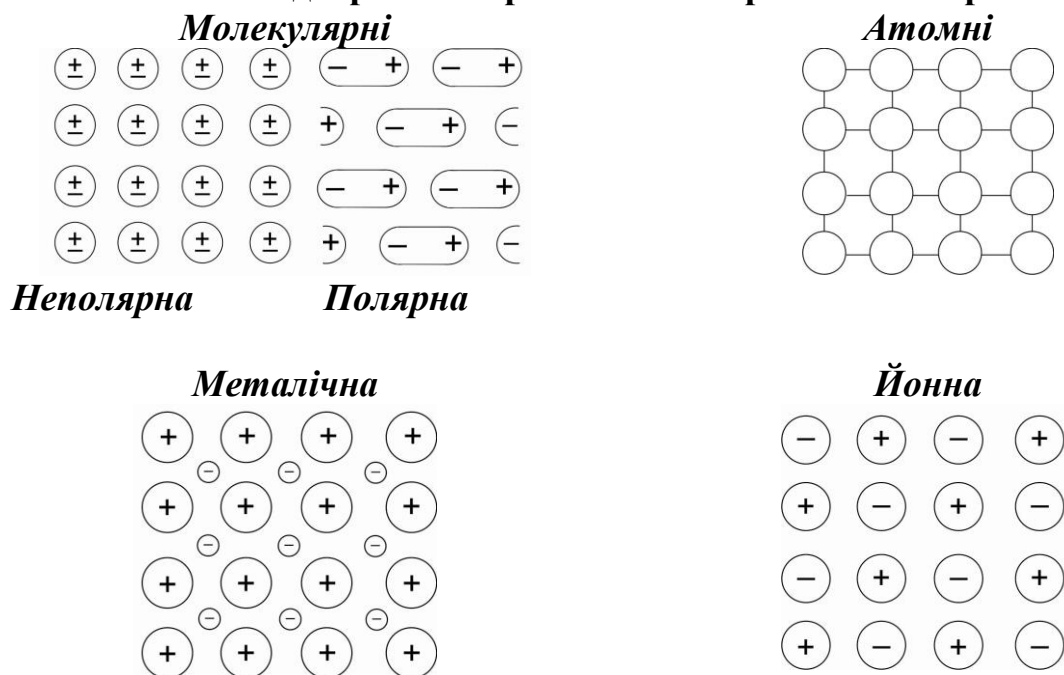
Таблиця 24 – Схема збільшення полярності хімічного зв'язку
(на прикладі елементів 3-го періода)

Ковалентний неполярний зв'язок	Ковалентний полярний зв'язок			Йонний зв'язок
 Cl ₂	 SCl ₂	 PCl ₅	 AlCl ₃	 NaCl
				

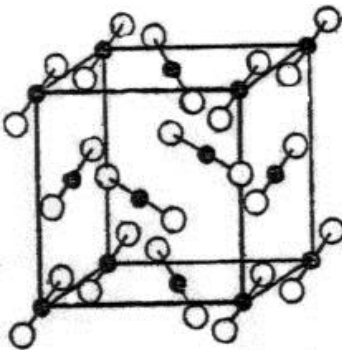
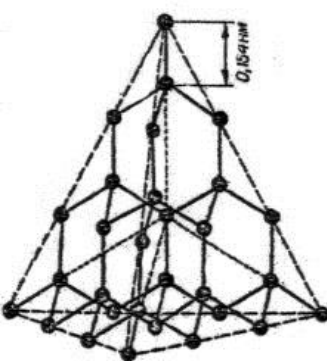
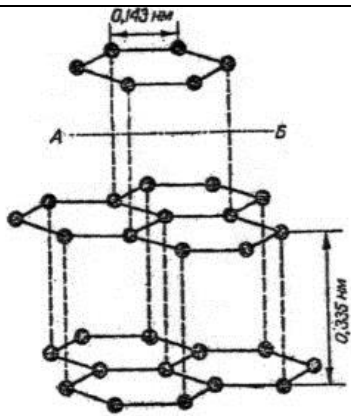
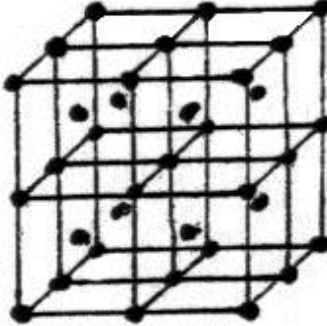
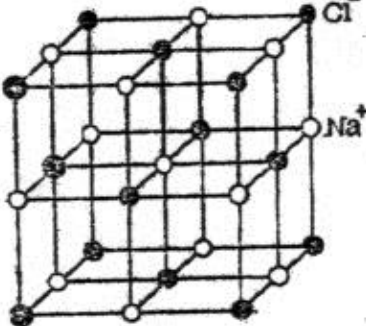
Таблиця 25 – Схема утворення різних типів хімічного зв'язку
(на прикладі елементів VII групи)

$\text{H} \updownarrow \text{H}$	Ковалентний неполярний зв'язок
$\text{H} \text{ : } \ddot{\text{I}} \text{ :}$	Ковалентний слабо полярний зв'язок
$\text{H} \text{ : } \ddot{\text{Cl}} \text{ :}$	Ковалентний полярний зв'язок
$\text{H} \text{ : } \ddot{\text{F}} \text{ :}$	Ковалентний сильно полярний зв'язок
$[\text{Na}]^+ \text{ : } [\ddot{\text{F}}:]^-$	Йонний зв'язок

Таблиця 26 – Типи кристалічних решіток
Схематичне відображення різних типів кристалічних решіток

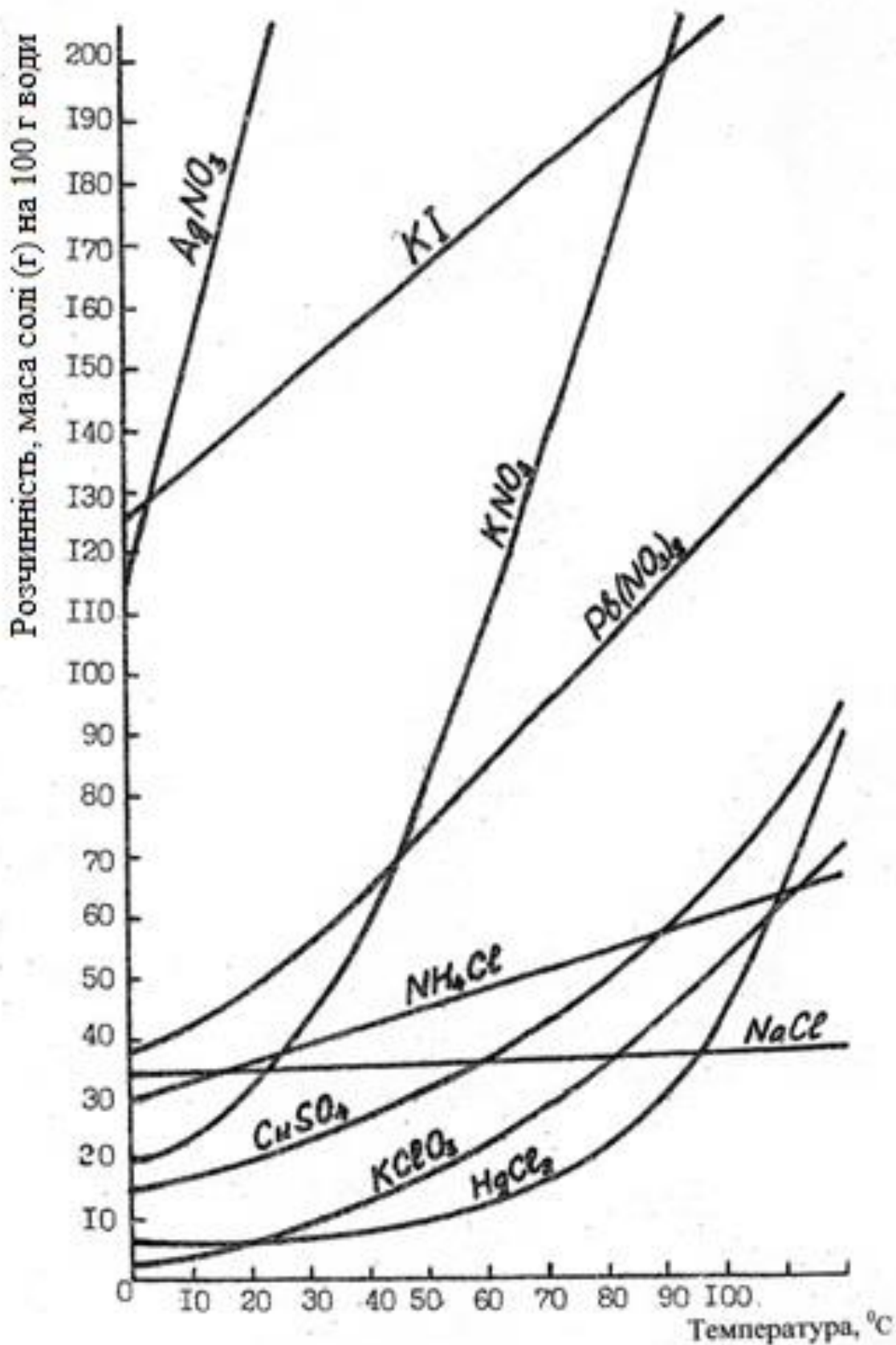


Приклади речовин з різними типами кристалічних решіток

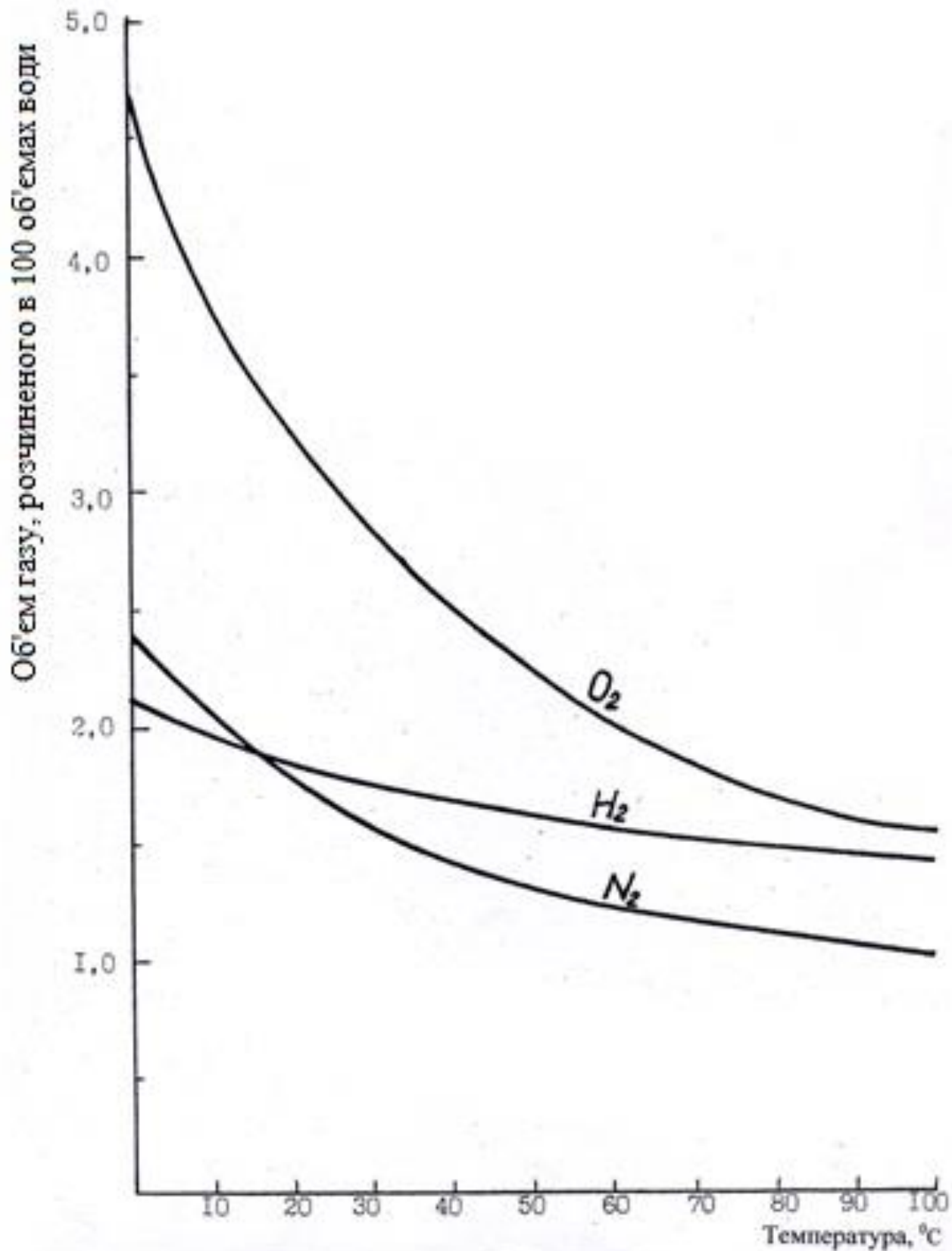
Молекулярна решітка оксиду карбону (IV)	Атомні решітки алмаза і графіта	
 CO ₂	 С алмаз	 С графіт
Металічна решітка заліза	Йонна решітка натрій хлориду	
 α-Fe	 NaCl	

6. РОЗЧИНИ

Таблиця 27 – Криві розчинності



Таблиця 28 – Криві розчинності деяких газів у воді



Таблиця 29 – Способи вираження концентрації розчинів

Назва	Символ	Розрахункова формула	Одиниця вимірювання
Масова частка	ω	$\omega = m_B/m_P$	—
	$\omega \%$	$\omega \% = (m_B/m_P) \cdot 100\%$ m_B – маса розчиненої речовини, кг або г; m_P – маса розчину, кг або г	—
Молярна концентрація (полярність)	c (c_M)	$c = n/V$ n – кількість розчиненої речовини, моль; V – об'єм розчину, м ³ або л	Моль/м ³ , Моль/л


Розрахункові формули для обчислення маси розчину

$m_P = m_B + m_{\text{води}}$ <p>m_P – маса розчину, кг або г; m_B – маса розчиненої речовини, кг або г; $m_{\text{води}}$ – маса води (розчинника), кг або г</p>
$m_P = \rho \cdot V$ <p>ρ – густина розчину, кг/м³ або г/мл; V – об'єм розчину, м³ або мл</p>

Таблиця 30 – Схема електролітичної дисоціації речовин з йонним і ковалентним зв'язком

Механізм дисоціації йонної сполуки:





Кристал йонної сполуки KCl
 Полярна молекула H₂O

Гідратовані йони
 K⁺ і Cl⁻

Механізм дисоціації полярної молекули електроліта:



 Полярна молекула HCl
 Полярна молекула H₂O

Гідратовані йони
 H⁺ і Cl⁻

Таблиця 31 – Ступінь дисоціації кислот, основ і солей
у водних розчинах (0,1н, 18 °С)

Формула електроліта	Ступінь дисоціації (α), в %	Формула електроліта	Ступінь дисоціації (α), в %
Кислоти		Основи	
HCl	92	Ba(OH) ₂	92
HBr	92	KOH	89
HI	92	NaOH	84
HNO ₃	92	NH ₄ OH	1,3
H ₂ SO ₄	58	Солі	
H ₃ PO ₄	27	KCl	86
HF	8,5	NH ₄ Cl	85
HNO ₂	6,4	NaCl	84
HCOOH	4,2	KNO ₃	83
CH ₃ COOH	1,3	AgNO ₃	81
H ₂ CO ₃	0,17	CH ₃ COONa	79
H ₂ S	0,07	ZnCl ₂	73
HClO	0,05	Na ₂ SO ₄	69
HCN	0,01	ZnSO ₄	40
H ₃ BO ₃	0,01	CuSO ₄	40

Таблиця 32 – Гідроліз солей

Природа солі		Продукти реакції гідролізу	Реакція середовища (рН)
Основа	Кислота		
Сильна	Сильна	Гідроліз практично не протікає	Нейтральне (рН = 7)
	Слабка	Сильна основа + кисла сіль (або слабка одноосновна кислота)	Лужне (рН > 7)
Слабка	Сильна	Сильна кислота + основна сіль (або слабка основа NH ₄ OH)	Кисле (рН < 7)
	Слабка	Основна сіль + слабка кислота (або слабка основа NH ₄ OH)	Залежить від порівняльної сили кислоти і основи
Слабка багатоосновна	Слабка легка	Гідроліз протікає до кінця слабка основа + слабка легка кислота	Продукти йдуть зі сфери реакції

7. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ. ЕЛЕКТРОЛІЗ

Таблиця 33 – Окисні властивості концентрованої сульфатної кислоти ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к})}$)

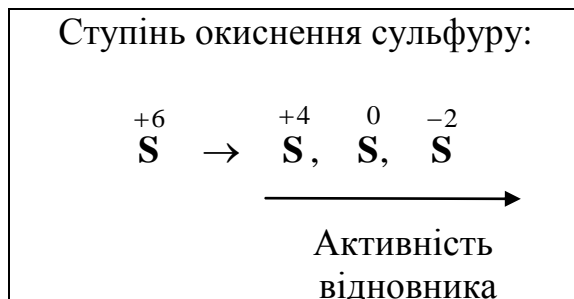
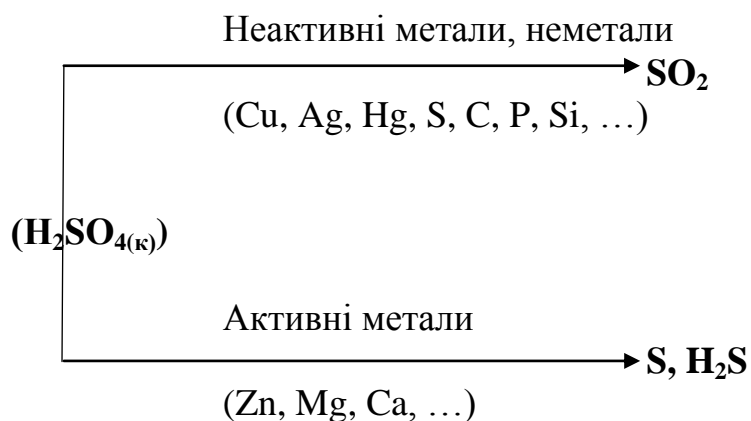


Схема взаємодії ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к})}$) з металами і неметалами:



Примітка. H_2SO_4 не взаємодіє з Au, Pt – реакція неможлива.

$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к})}$ не реагує з Fe, Al, Cr у відсутності нагрівання («на холоді»), тому що утворюється захисний шар – «пасивація метала».

Таблиця 34 – 7.3. Окисні властивості нітратної кислоти (HNO₃)

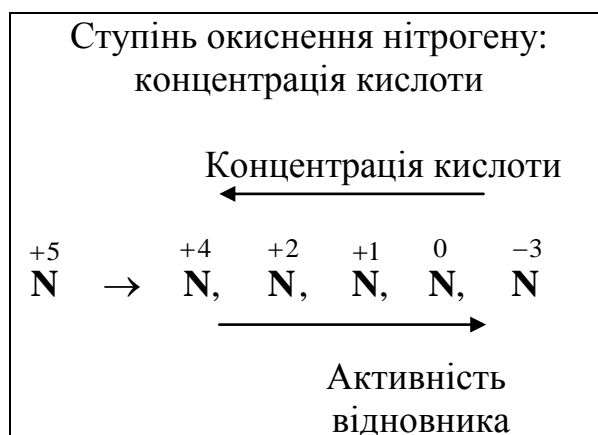
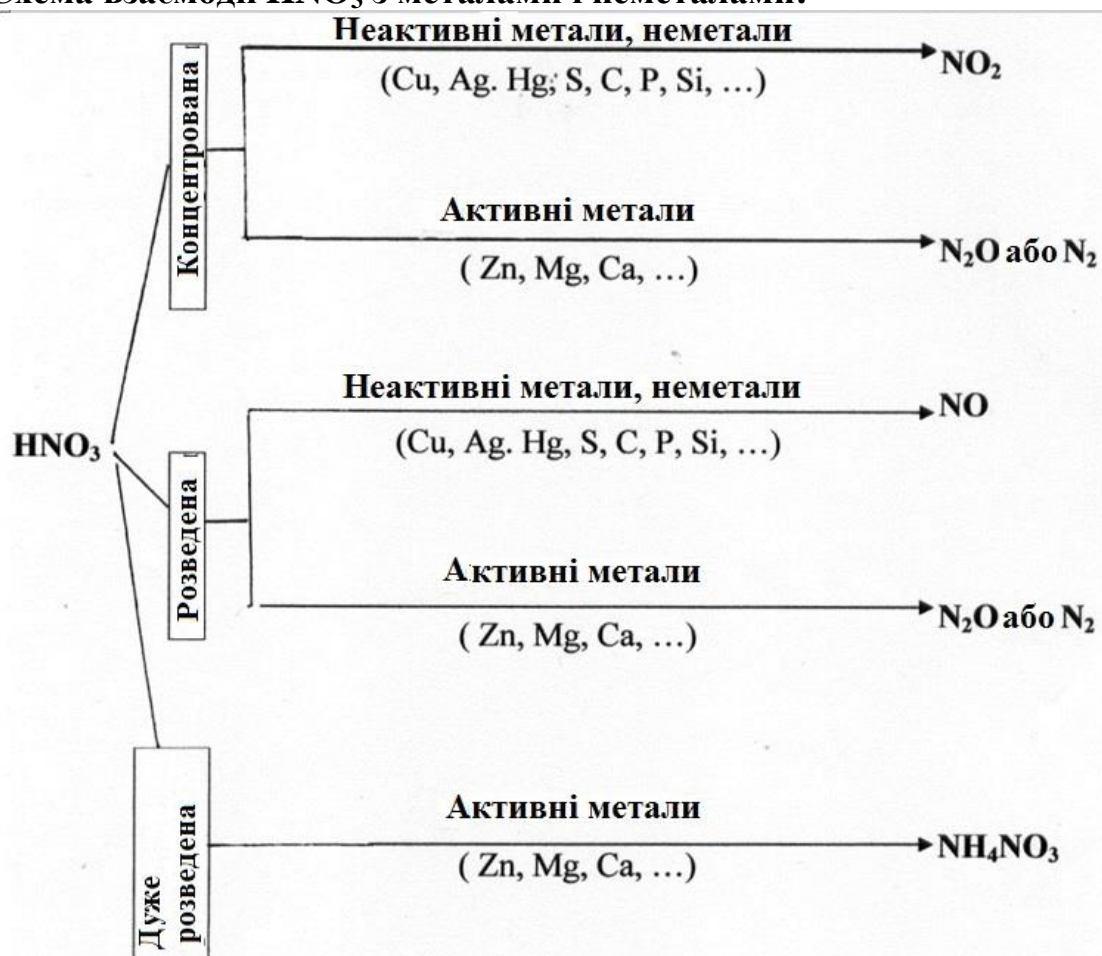


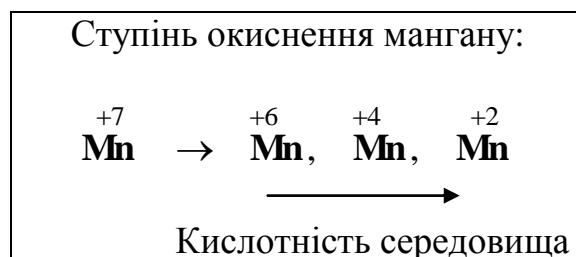
Схема взаємодії HNO₃ з металами і неметалами:



Примітка. HNO₃ не взаємодіє з Au, Pt – реакція неможлива.

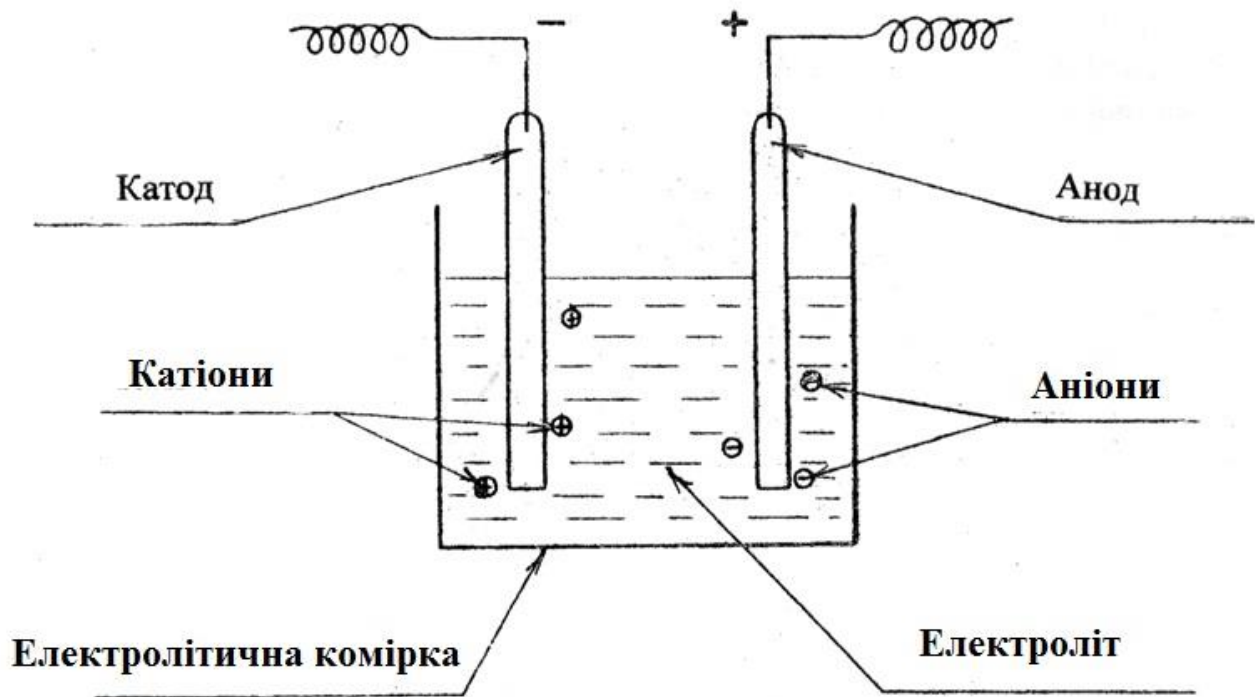
HNO_{3(к)} не реагує з Fe, Al, Cr у відсутності нагрівання («на холоді»), тому що утворюється захисний шар – «пасування металу».

Таблиця 35 – Окисні властивості калій перманганату (KMnO₄)



Окисник	Середовище	Продукт відновлення
MnO₄⁻ (Пурпуровий розчин)	Кисле (H ⁺)	Mn²⁺ (безбарвний розчин)
	Нейтральне (H ₂ O)	MnO₂ (бурий осад)
	Лужне (OH ⁻)	MnO₄²⁻ (зелений розчин)

Таблиця 36 – Схема електролізера



Таблиця 37 – Характер процесів під час електролізу водних розчинів

Ряд катіонів

$\text{Li}^+, \text{Rb}^+, \dots, \text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}$	$\text{Mn}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \dots, \text{Pt}^{2+}, \text{Au}^{3+}$
Катіони металів залишаються у розчині, відновлюється вода:	Катіони металів відновлюються:
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$	$\text{Me}^{n+} + ne^- \rightarrow \text{Me}$

Ряд аніонів

$\text{F}^-, \text{SO}_4^{2-}, \text{NO}_3^-$	$\text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-, \text{S}^{2-}$
Аніони залишаються у розчині, окислюється вода:	Аніони окиснюються (на нерозчинному аноді):
$2\text{H}_2\text{O} - 4e^- \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2\uparrow$	$2\text{Cl}^- - 2e^- \rightarrow \text{Cl}_2\uparrow$
	$\text{S}^{2-} - 2e^- \rightarrow \text{S}$

Таблиця 38 – Електрохімічний ряд напруг металів
(стандартні електродні потенціали)

Метал	Електродна реакція	φ° , В	Метал	Електродна реакція	φ° , В
Li	$\text{Li}^+ + e^- \rightarrow \text{Li}$	-3,04	Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Cr}$	-0,74
Rb	$\text{Rb}^+ + e^- \rightarrow \text{Rb}$	-2,99	Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,44
Cs	$\text{Cs}^+ + e^- \rightarrow \text{Cs}$	-2,93	Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cd}$	-0,40
K	$\text{K}^+ + e^- \rightarrow \text{K}$	-2,92	Co	$\text{Co}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Co}$	-0,28
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ba}$	-2,90	Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}$	-0,25
Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Sr}$	-2,89	Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Sn}$	-0,14
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ca}$	-2,87	Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}$	-0,13
Na	$\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}$	-2,71	H	$2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$	0,00
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,36	Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34
Be	$\text{Be}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Be}$	-1,85	Ag	$\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$	+0,80
Al	$\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66	Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Hg}$	+0,85
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Mn}$	-1,18	Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Pt}$	+1,20
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76	Au	$\text{Au}^+ + e^- \rightarrow \text{Au}$	+1,68

Таблиця 39 – Хімічна властивості металів

Хімічні реакції металів		Ряд напруги металів						
		Li K Ba Ca Na	Mg Al Mn Zn Fe Ni	Sn Pb	H	Cu Hg	Ag Pt Au	
З киснем $Me + O_2 \rightarrow Me_2 + O_n$	Окислюється за стандартних умов	Утворюється захисний шар оксиду	Не реагує навіть під час нагрівання	Не реагує навіть під час нагрівання	Окислюють під час нагрівання	Не окислюють навіть під час нагрівання		
З водою $Me + H_2O \rightarrow Me(OH)_n + H_2$	Реагує за стандартних умов	Реагує з парою води під час нагрівання	Не реагує навіть під час нагрівання	Не реагує навіть під час нагрівання				
З кислотою $Me + H_m A \rightarrow Me_m A_n + H_2$	Реагують із розведеними кислотами і дають сіль і водень (окрім HNO_3)	Реагують у початковий момент, потім реакція закінчується			Не реагують із розведеними кислотами			
З солями $Me' + Me''_m A_p \rightarrow Me'_m A_n + Me''$	Реагують з розчинними солями, якщо метал, що входить до складу солі (Me'') менш активний, ніж вільний метал (Me')				Реагують із розчинними солями, якщо Me'' менш активний, ніж Me'	Не реагують із розчинними солями		

Таблиця 40 – Класифікація хімічних реакцій

Ознаки класифікації	Типи реакцій	Приклади реакцій
<p>1. Число і склад вихідних речовин і продуктів реакції</p>	<p>1) сполучення: $A + B \rightarrow AB$; 2) розпад: $AB \rightarrow A + B$; 3) заміщення: $A + BC \rightarrow AC + B$; 4) обміну: $AB + CD \rightarrow AD + CB$</p>	<p>$CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$ $Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$ $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$ $BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2NaCl$</p>
<p>2. Оборотність реакції</p>	<p>1) оборотні: \rightleftharpoons; 2) необоротні: \rightarrow</p>	<p>$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$ $Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2 \uparrow + H_2O$</p>
<p>3. Тепловий ефект реакції</p>	<p>1) екзотермічні: $\Delta H < 0$; 2) ендотермічні: $\Delta H > 0$</p>	<p>$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5 \quad \Delta H = -3010 \text{ кДж}$ $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2 \uparrow \quad \Delta H = + 157 \text{ кДж}$</p>
<p>4. Заміна ступеня окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин</p>	<p>1) окисно-відновні; 2) без зміни ступеня окиснення атомів</p>	<p>$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$ $BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2NaCl$</p>

ДОДАТОК А
(обов'язковий)

Таблиця А.1

Назва елемента	Символ	Атомна маса (A_r)
Нітроген	N	14
Алюміній	Al	27
Барій	Ba	137
Бор	B	11
Бром	Br	80
Гідроген	H	1
Залізо	Fe	56
Аурум	Au	197
Йод	I	127
Калій	K	39
Кальцій	Ca	40
Оксиген	O	16
Кобальт	Co	59
Силіцій	Si	28
Магній	Mg	24
Манган	Mn	55
Купрум	Cu	65
Арсен	As	75
Натрій	Na	23
Нікель	Ni	59
Станум	Sn	119
Меркурій	Hg	201
Плюмбум	Pb	207
Сульфур	S	32
Аргентум	Ag	108
Стронцій	Sr	88
Карбон	C	12
Фосфор	P	31
Флуор	F	19
Хлор	Cl	35,5
Хром	Cr	52
Цинк	Zn	65

ДОДАТОК Б
(обов'язковий)

Грамотичний матеріал з української мови

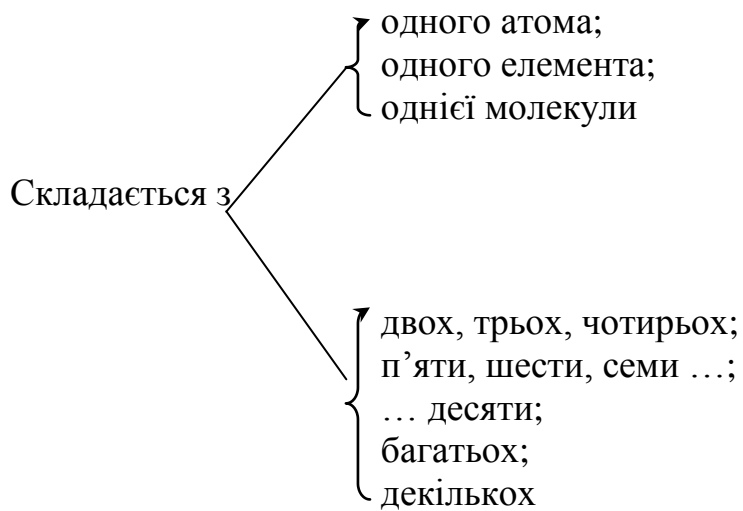
Родовий відмінок

Чоловічий рід	Кисень – атом кисню. Алюміній – атом алюмінію. Нікель – атом нікелю. Марганець – атом марганцю
Середній рід	Залізо – атом заліза. Срібло – атом срібла
Жіночий рід	Речовина – формула речовини. Сірка – атом сірки. Мідь – атом міді. Сіль – формула солі

Продовження додатка Б

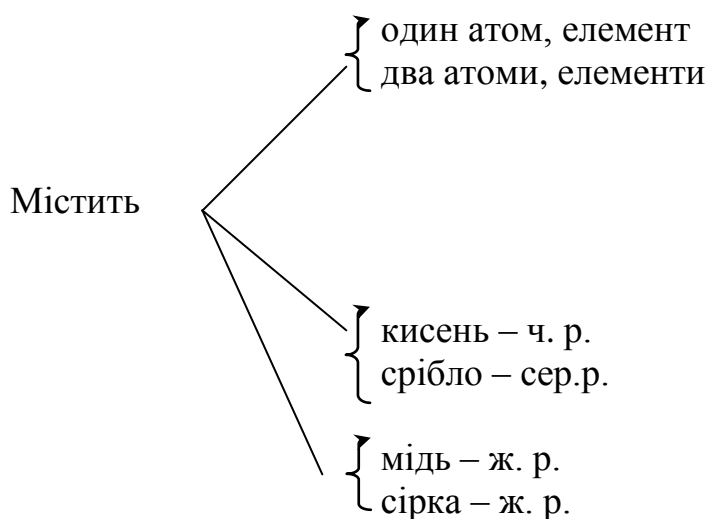
Родовий відмінок

Складаються з чого?



Знахідний відмінок

Містить що?



Методические указания по химии предназначены иностранным студентам, изучающим курс химии по программе предвузовской подготовки.

Они содержат справочные материалы по химии, не требующие запоминания, представлены в виде таблиц, схем, графиков и графических моделей.

Методические указания включают в себя темы: «Начальный курс химии», «Атомно-молекулярная теория», «Периодический закон. Строение атома. Химическая связь», «Растворы. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей», «Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз». Справочные материалы могут быть использованы во время работы в аудитории, а также для самостоятельной работы студентов.

В приложении включен грамматический материал по русскому языку, необходимый студентам для выполнения упражнений по предмету.

СОДЕРЖАНИЕ	С.
1. Периодическая таблица химических элементов Д. И. Менделеева.....	46
2. Начальный курс химии.....	47
3. Химические свойства основных классов неорганических веществ.....	50
4. Атомно-молекулярная теория.....	54
5. Периодический закон. Строение атома. Химическая связь.....	56
6. Растворы.....	67
7. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз.....	73
ПРИЛОЖЕНИЯ.....	81

Таблица 1

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА																		VIII		
Периоды	a I b		a II b		a III b		a IV b		a V b		a VI b		a VII b		a		b			
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1	H ВОДОРОД 1,01		He ГЕЛИЙ 4,00																	
2	Li ЛИТИЙ 6,94	Be БЕРИЛЛИЙ 9,01	B БОР 10,81	C УГЛЕРОД 12,01	N АЗОТ 14,01	O КИСЛОРОД 16,00	F ФТОР 19,00	Ne НЕОН 20,18											He ГЕЛИЙ 4,00	
3	Na НАТРИЙ 22,99	Mg МАГНИЙ 24,31	Al АЛЮМИНИЙ 26,98	Si КРЕМНИЙ 28,09	P ФОСФОР 30,97	S СЕРА 32,06	Cl ХЛОР 35,45	Ar АРГОН 39,95											Ne НЕОН 20,18	
4	K КАЛИЙ 39,10	Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	Sc СКАНДИЙ 44,96	Ti ТИТАН 47,88	V ВАНАДИЙ 50,94	Cr ХРОМ 52,00	Mn МАРГАНЕЦ 54,94	Fe ЖЕЛЕЗО 55,85	Co КОБАЛЬТ 58,93	Ni НИКЕЛЬ 58,70								Fe ЖЕЛЕЗО 55,85		
5	Cu МЕДЬ 63,55	Zn ЦИНК 65,39	Ga ГАЛЛИЙ 69,72	Ge ГЕРМАНИЙ 72,64	As МЫШЬЯК 74,92	Se СЕЛЕН 78,96	Br БРОМ 79,90	Kr КРИПТОН 83,80											Co КОБАЛЬТ 58,93	
6	Rb РУБИДИЙ 85,47	Sr СТРОНЦИЙ 87,62	Y ИТРИЙ 88,91	Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	Nb НИОБИЙ 92,91	Mo МОЛИБДЕН 95,94	Tc ТЕХНЕЦИЙ 98,91	Ru РУТЕНИЙ 101,07	Rh РОДИЙ 102,91	Pd ПАЛЛАДИЙ 106,42								Ru РУТЕНИЙ 101,07		
7	Ag СЕРЕБРО 107,87	Cd КАДМИЙ 112,41	In ИНДИЙ 114,82	Sn ОЛОВО 118,69	Sb СУРЬМА 121,75	Te ТЕЛЛУР 127,60	I ЙОД 126,90	Xe КСЕНОН 131,30											Rh РОДИЙ 102,91	
8	Cs ЦЕЗИЙ 132,91	Ba БАРИЙ 137,33	La* ЛАНТАН 138,91	Hf ГАФНИЙ 178,49	Ta ТАНТАЛ 180,95	W ВОЛЬФРАМ 183,84	Re РЕНИЙ 186,21	Os ОСИЙ 192,22	Ir ИРИДИЙ 195,09	Pt ПЛАТИНА 195,09								Os ОСИЙ 192,22		
9	Au ЗОЛОТО 196,97	Hg РУТУТЬ 200,59	Tl ТАЛЛИЙ 204,38	Pb СВИНЕЦ 207,20	Bi ВИСМУТ 208,98	Po ПОЛОНИЙ [209]	At АСТАТ [210]	Rn РАДОН [222]											Ir ИРИДИЙ 195,09	
10	Fr ОРАНЦИЙ [223]	Ra РАДИЙ [226]	Ac** АКТИНИЙ [227]	Db ДУБНИЙ [261]	Jl ЖОЛИОТИЙ [262]	Rf РЕЗЕРФОРДИЙ [263]	Bh БОРИЙ [264]	Hn ГАНИЙ [265]	Mt МЕЙТНЕРИЙ [268]	Mt МЕЙТНЕРИЙ 110								Rn РАДОН [222]		
Высшие окислы	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇											RO₄		
Летучие водородные соединения				RH₄	RH₃	RH₂	RH													
* Л А Н Т А Н О И Д ы																				
58	Ce ЦЕРИЙ 140,12	Pr ПРАЗЕОДИМ 140,91	Nd НЕОДИМ 144,24	Pm ПРОМЕТИЙ [145]	Sm САМАРИЙ 150,36	Eu ЕВРОПИЙ 151,96	Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	Tb ТЕРБИЙ 158,93	Dy ДИСПРОЗИЙ 162,50	Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	Er ЭРБИЙ 167,26	Tm ТУЛИЙ 168,93	Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	Lu ЛОТЕЦИЙ 174,97						
** А К Т И Н И Д ы																				
90	Th ТОРИЙ 232,03	Pa ПРОТАКТИНИЙ 231,04	U УРАН 238,03	Np НЕПТУНИЙ [237]	Pu ПЛУТОНИЙ [244]	Am АМЕРИЦИЙ [243]	Cm КУРИЙ [247]	Bk БЕРКЛИЙ [251]	Cf КАЛИФОРНИЙ [251]	Es ЭЙНШТЕЙННИЙ [254]	Fm ФЕРМИЙ [257]	Md МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	No НОБЕЛИЙ [259]	Lr ЛОУРЕНСИЙ [262]						

НАЧАЛЬНЫЙ КУРС ХИМИИ

Таблица 2 – Символы и названия химических элементов

Номер п/п	Символ элемента	Как читать символ	Русское название элемента
НЕМЕТАЛЛЫ			
1	H	Аш	Водород
2	O	О	Кислород
3	C	Це	Углерод
4	N	Эн	Азот
5	P	Пэ	Фосфор
6	S	Эс	Сера
7	F	Фтор	Фтор
8	Cl	Хлор	Хлор
9	Br	Бром	Бром
10	I	Иод	Иод
11	Se	Селен	Селен
12	B	Бор	Бор
13	As	Арсеникум	Мышьяк
14	Sb	Стибиум	Сурьма
15	Si	Силициум	Кремний
МЕТАЛЛЫ			
1	Li	Литий	Литий
2	Na	Натрий	Натрий
3	K	Калий	Калий
4	Rb	Рубидий	Рубидий
5	Cs	Цезий	Цезий
6	Ca	Кальций	Кальций
7	Sr	Стронций	Стронций
8	Ba	Барий	Барий
9	Mg	Магний	Магний
10	Zn	Цинк	Цинк
11	Al	Алюминий	Алюминий
12	Cr	Хром	Хром
13	Ni	Никель	Никель (м.р.)
14	Co	Кобальт	Кобальт
15	Mn	Марганец	Марганец
16	Fe	Феррум	Железо
17	Cu	Купрум	Медь (ж.р.)
18	Ag	Аргентум	Серебро
19	Hg	Гидраргиум	Ртуть (ж.р.)
20	Au	Аурум	Золото
21	Pb	Плюмбум	Свинец
22	Sn	Станнум	Олово

Таблица 3 – Элементы с постоянной степенью окисления атомов
в сложных веществах

МЕТАЛЛЫ		НЕМЕТАЛЛЫ	
+1	Li, Na, K, Rb, Cs, Ag,	+1	H
+2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn	-2	O
+3	Al	-1	F

Таблица 4 – Классификация неорганических веществ

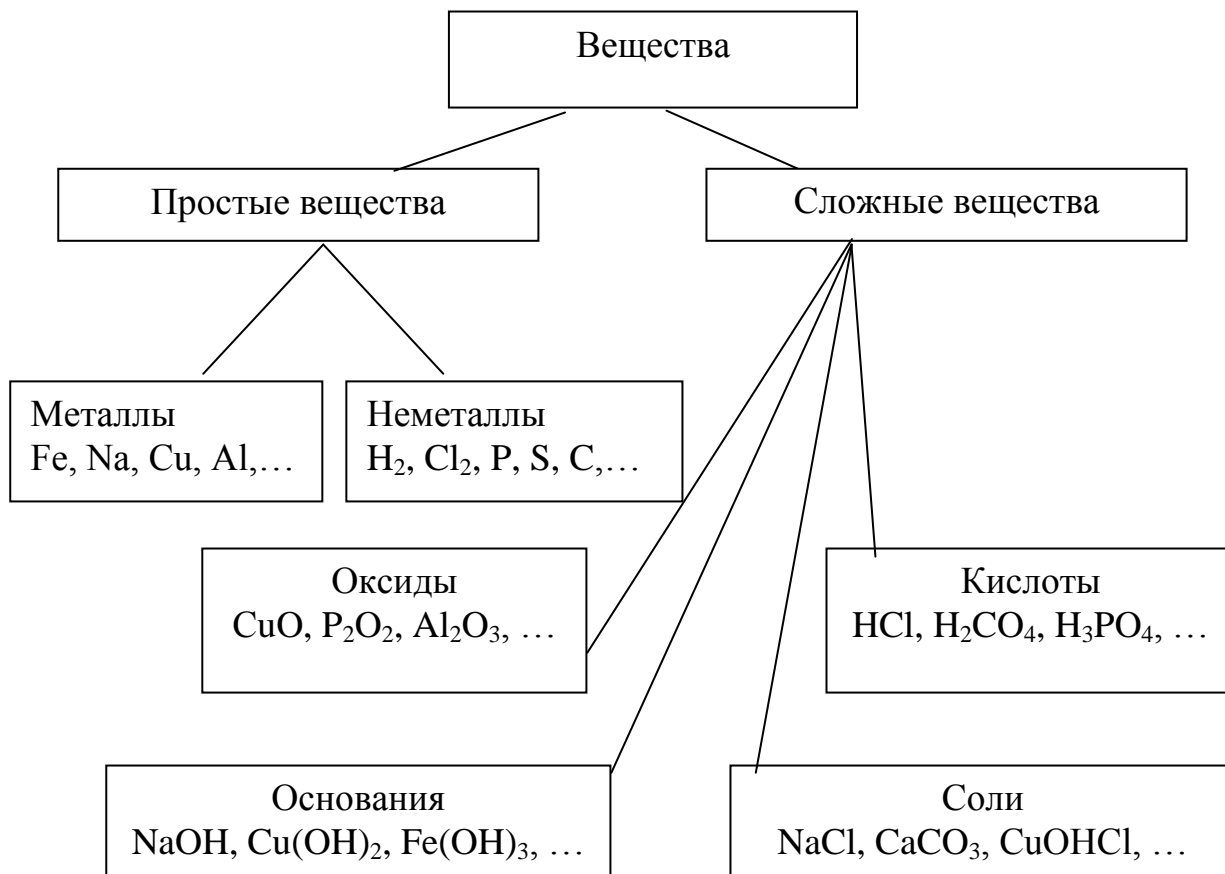


Таблица 5 – Формулы и названия кислот и кислотных остатков

Номер п/п	Кислоты		Кислотные остатки	
	Формула	Название	Формула	Название
Бескислородные кислоты				
1	HF	Фтороводородная (плавиковая)	F ⁻	Фторид
2	HCl	Хлороводородная (соляная)	Cl ⁻	Хлорид
3	HBr	Бромоводородная	Br ⁻	Бромид
4	HI	Иодоводородная	I ⁻	Иодид
5	H ₂ S	Сероводородная	S ⁻²	Сульфид
Кислородсодержащие кислоты				
6	HNO ₃	Азотная	NO ₃ ⁻	Нитрат
7	HNO ₂	Азотистая	NO ₂ ⁻	Нитрит
8	H ₂ SO ₄	Серная	SO ₄ ⁻²	Сульфат
9	H ₂ SO ₃	Сернистая	SO ₃ ⁻²	Сульфит
10	HPO ₃	Метафосфорная	PO ₃ ⁻	Метафосфат
11	H ₃ PO ₄	(Орто)фосфорная	PO ₄ ⁻³	(Орто)фосфат
12	H ₄ P ₂ O ₇	Двухфосфорная (пирофосфорная)	P ₂ O ₇ ⁻⁴	Дифосфат (пирофосфат)
13	H ₂ CO ₃	Угльная	CO ₃ ⁻²	Карбонат
14	H ₂ SiO ₃	Кремниевая	SiO ₃ ⁻²	Силикат
15	H ₃ AsO ₄	Мышьяковая	AsO ₄ ⁻³	Арсенат
16	H ₃ AsO ₃	Мышьяковистая	AsO ₃ ⁻³	Арсенит
17	H ₂ CrO ₄	Хромовая	CrO ₄ ⁻²	Хромат
18	H ₂ Cr ₂ O ₇	Двуххромовая	Cr ₂ O ₇ ⁻²	Дихромат
19	HClO ₄	Хлорная	ClO ₄ ⁻	Перхлорат
20	HMnO ₄	Марганцовая	MnO ₄ ⁻	Перманганат
21	CH ₃ COOH	Уксусная	CH ₃ COO ⁻	Ацетат

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Таблица 6 – Типы оксидов и гидроксидов (деление по химическим свойствам)

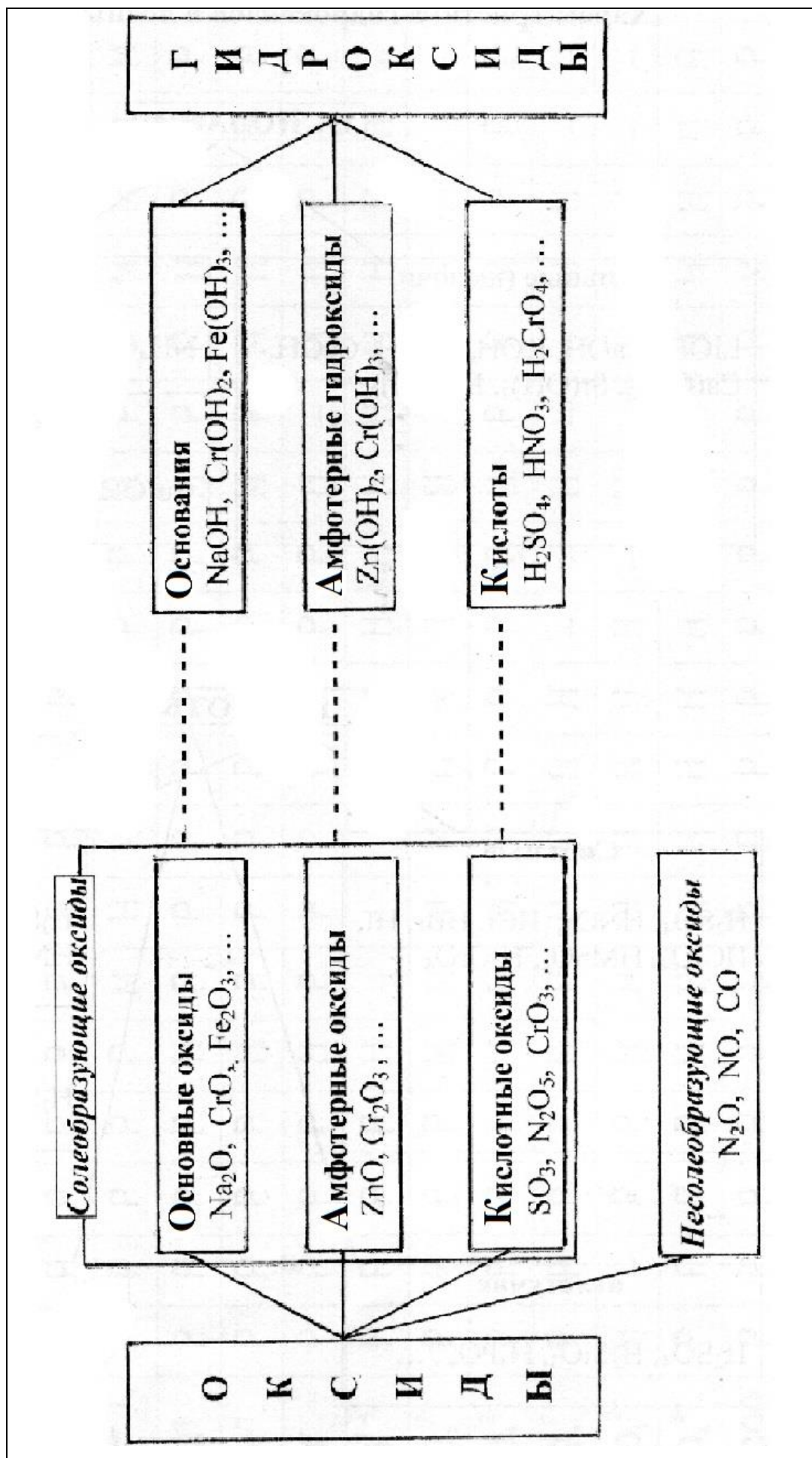
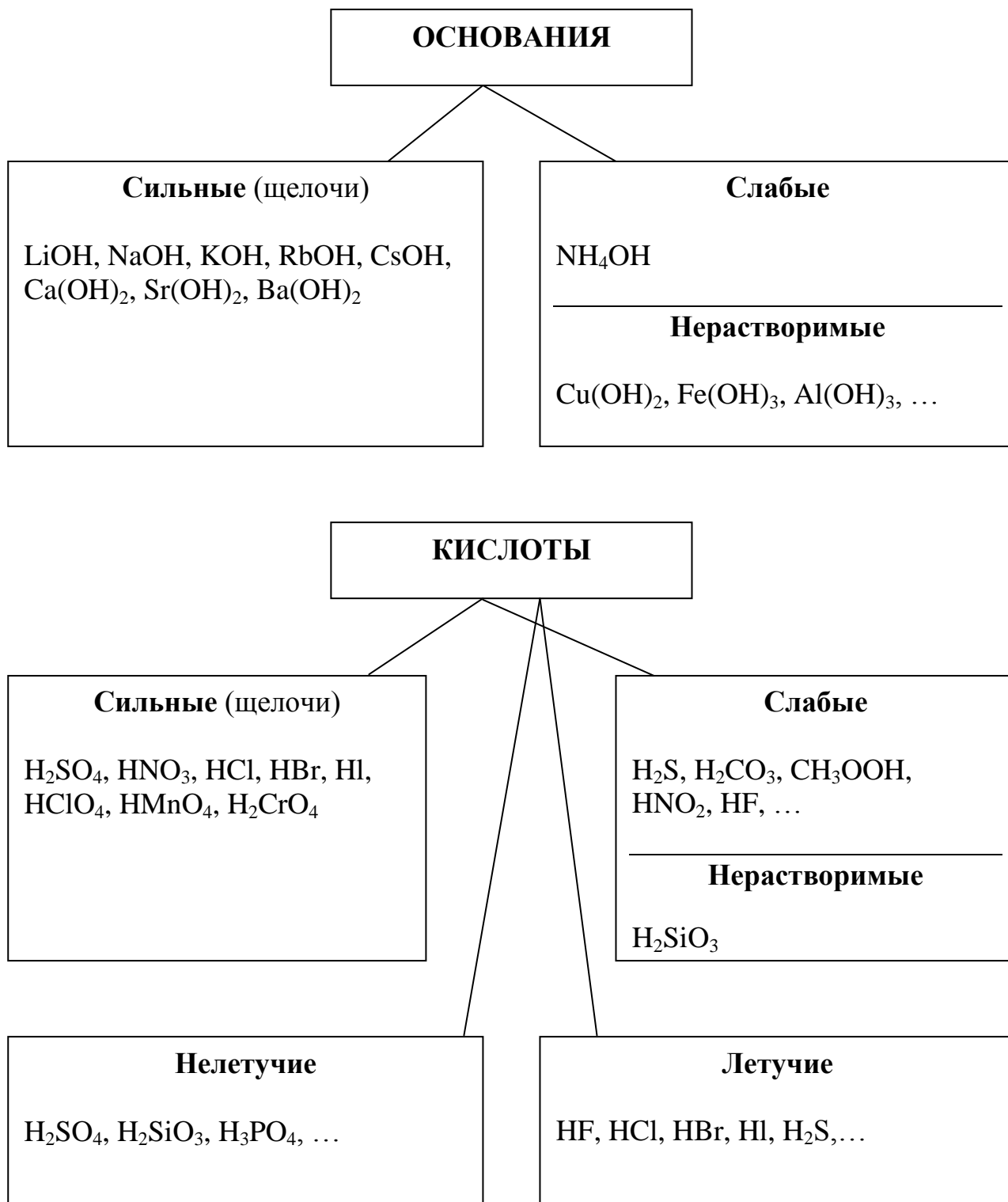


Таблица 7 – Характеристика гидроксидов в водных растворах



Ряд активности металлов / электрохимический ряд напряжений



Таблица 8 - Растворимость кислот, солей и оснований в воде

	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
OH⁻		P	P	P	-	P	M	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H	H
NO₃⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P
F⁻	P	P	P	P	P	M	H	M	P	M	P	P	M	P	-	M	H	H	M	M
Cl⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	H	P	P	P	P
Br⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	H	P	P	P	P
I⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	H	P	-	P	P
S²⁻	P	P	P	P	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-
SO₃²⁻	P	P	P	P	M	M	M	M	H	M	H	-	H	-	-	-	M	-	-	-
SO₄²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	P	P	H	P	P	M	P	P	P	P
CO₃²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	-	-	H	-	-	H	H	-	-	-
SiO₃²⁻	H	-	P	P	H	H	H	H	H	H	H	-	H	-	-	-	H	-	-	-
PO₄³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CH₃COO⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P

P – растворимое в воде вещество;

H – нерастворимое в воде вещество;

M – малорастворимое в воде вещество;

(-) – вещество разлагается водой или не существует

Таблица 9 – Индикаторы

Индикаторы	Цвет индикаторов в различной среде		
	Раствор щелочи (щелочная среда)	Вода (нейтральная среда)	Раствор кислоты (кислая среда)
Лакмус	Синий	Фиолетовый	Красный
Фенолфталеин	Малиновый	Бесцветный	Бесцветный
Метилоранж	Желтый	Оранжевый	Красный

Таблица 10 – Схема получения нормальных солей

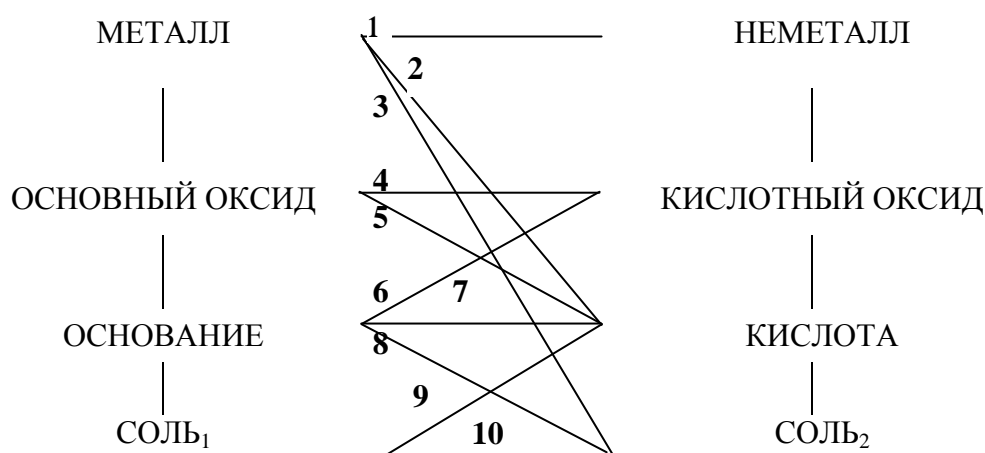
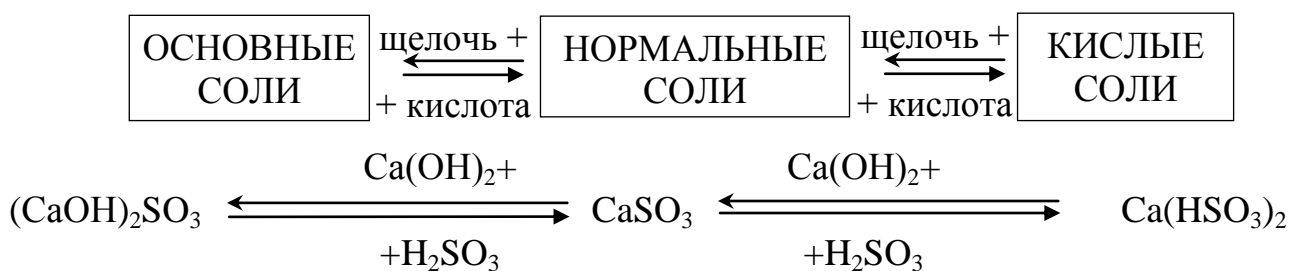
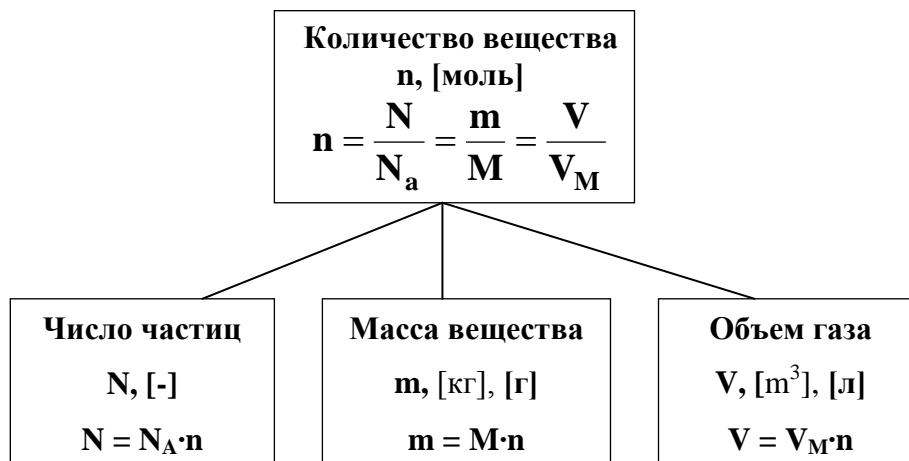


Таблица 11 – Взаимная связь нормальных, кислых и основных солей



4. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНАЯ ТЕОРИЯ

Таблица 12 – **Количественные характеристики вещества**



Обозначения:

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ [моль⁻¹] – постоянная Авогадро;

M – молярная масса, [кг·моль⁻¹], [г·моль⁻¹];

V_M – молярный объем, [м³·моль⁻¹], [л·моль⁻¹].

Для **газов** при нормальных условиях $V_M = 22,4$ л/моль,

(нормальные условия: 273 К, $1,013 \cdot 10^5$ Па).

Таблица 13 – Относительные молекулярные массы неорганических соединений

	H⁺	NH₄⁺	K⁺	Na⁺	Ag⁺	Ba²⁺	Ca²⁺	Mg²⁺	Mn²⁺	Zn²⁺	Ni²⁺	Sn²⁺	Cu²⁺	Fe²⁺	Fe³⁺	Al³⁺	Cr³⁺
O²⁻	–	–	94	62	232	153	56	40	71	81	75	135	80	72	160	102	153
OH⁻	18	35	56	40	125	171	74	58	89	99	93	153	98	90	107	78	103
NO₃⁻	63	80	101	85	170	261	174	148	179	189	183	243	188	180	242	213	238
Cl⁻	36,5	53,5	74,5	58,5	143,5	208	111	95	126	136	130	190	135	127	162,5	133,5	158,5
S²⁻	34	68	110	78	248	189	72	56	87	97	91	151	96	88	208	150	200
SO₃²⁻	82	116	158	126	296	217	120	104	135	145	139	199	144	136	352	294	344
SO₄²⁻	98	132	174	142	312	233	136	120	151	161	155	215	160	152	400	342	392
CO₃²⁻	62	96	138	106	276	197	100	84	115	125	119	179	124	116	292	234	284
SiO₃²⁻	78	112	154	122	292	213	116	100	131	141	135	195	140	132	340	282	332
PO₄³⁻	98	149	212	164	419	601	310	262	355	385	367	547	382	358	151	122	147

5. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН. СТРОЕНИЕ АТОМА. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Таблица 14 – История открытия и развития периодического закона

Годы	События, связанные с историей периодического закона
1834– 1907	Годы жизни Д. И. Менделеева
1829	И. Деберейнер (Германия) установил «правило триад»: атомная масса среднего из элементов, объединенных в «триады» (Li, Na, K, Ca, Sr, Ba, Cl, Br, I), близка к среднему арифметическому значению от масс двух других элементов. Но объединить в триады все известные элементы не удалось
1860	На Всемирном конгрессе химиков в Карлсруэ (Германия) приняты определения атома, молекулы, эквивалента, а также установлены методы определения атомных и молекулярных масс. В работе конгресса принимал участие Д. И. Менделеев
1863	Дж. Ньюлендс (Англия) сформулировал «закон октав». В ряду элементов с возрастающими атомными массами наблюдается сходство между каждым восьмым элементом. Ньюлендс расположил элементы в 7 столбцов, содержащих похожие элементы. Однако в некоторых столбцах оказались элементы с совершенно непохожими свойствами
1864	Л. Мейер (Германия) составил таблицу, в которой расположил 44 элемента в 6 вертикальных рядов в соответствии с их валентностью по водороду и в порядке возрастания атомных масс. Структура таблицы была неопределенной, многие известные в то время элементы в нее не вошли
1869	Д. И. Менделеев открыл периодический закон, разработал периодическую систему химических элементов и дал первый вариант таблицы
1875	П. Лекок де Буабодран (Франция) открыл галлий (Ga). Существование этого элемента (под названием «экаалюминий») и его свойства были предсказаны Менделеевым
1879	Л. Нильсон (Швеция) открыл скандий (Sc). Существование этого элемента (под названием «экабор») и его свойства были предсказаны Менделеевым
1886	К. Винклер (Германия) открыл германий (Ge). Существование этого элемента (под названием «экасилиций») и его свойства были предсказаны Менделеевым
1893– 1898	В. Рамзай (Англия) открыл аргон, а затем и другие инертные газы. В современных таблицах эти элементы образуют главную подгруппу VIII группы

Таблица 15 – Сравнение свойств экасилиция (предсказан Д.И. Менделеевым) и германия (открыт К. Винклером)

Предсказано Д.И. Менделеевым (1871)	Найдено К. Винклером (1886)
<p>Экасилиций ${}_{32}\text{Es}$. Атомная масса ~ 72. Плотность $\sim 5,5$ (г/см³) Металл не будет вытеснять водород из кислот.</p> <p>Формула оксида EsO_2. Плотность оксида $\sim 4,7$ (г/см³). Оксид будет легко восстанавливаться до металла.</p> <p>Основные свойства гидроксида будут выражены лишь очень слабо.</p> <p>Соли экасилиция будут легко гидролизоваться. Хлорид с формулой EsCl_4 будет жидкостью с температурой кипения ~ 90 °С и плотностью $\sim 1,9$ г/см³</p>	<p>Германий ${}_{32}\text{Ge}$. Атомная масса 72,6. Плотность 5,35 (г/см³). Металл не реагирует с хлороводородной кислотой. (HCl) и с разбавленной серной кислотой (H_2SO_4 (P)).</p> <p>Формула оксида GeO_2. Плотность оксида 4,70 (г/см³). GeO_2 восстанавливается до металла при нагревании в атмосфере водорода.</p> <p>Для гидроксида германия (IV) основные свойства не характерны. Проявляет свойства слабой кислоты.</p> <p>Соли германия легко гидролизуются. GeCU – это жидкость с температурой кипения 83 °С и плотностью 1,887 г/см³</p>

Таблица 16 – Изотопы некоторых элементов

Элемент	Массовые числа изотопов (A)	Содержание в природе, % масс.	Относительная атомная масса элементов (A_r)
Водород			
${}^1_1\text{H}$	1	99,98	1,00794
${}^2_1\text{D}$	2	0,02	
${}^3_1\text{T}$	3	Искусственный	
${}_8\text{O}$	16 17 18	99,759 0,037 0,204	15,9994
${}_{17}\text{Cl}$	35 37	75,77 24,23	35,453
${}_{26}\text{Fe}$	54 56 57 58	5,84 91,68 2,17 0,31	55,847
${}_{29}\text{Cu}$	63 65	69,1 30,9	63,546
${}_{92}\text{U}$	234 235 238	0,005 0,715 99,28	238,03

Примечание. Водород является единственным элементом, для изотопов которого используют особые символы и названия:

${}^1_1\text{H}$ – протий, ${}^2_1\text{D}$ – дейтерий, ${}^3_1\text{T}$ – тритий.

Таблица 17 – Формы электронных облаков

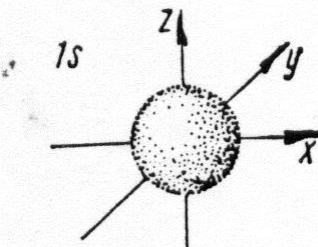
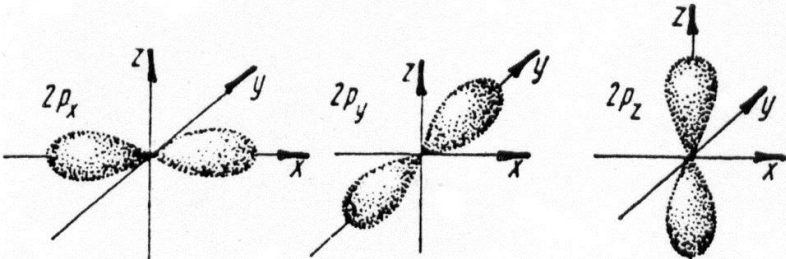
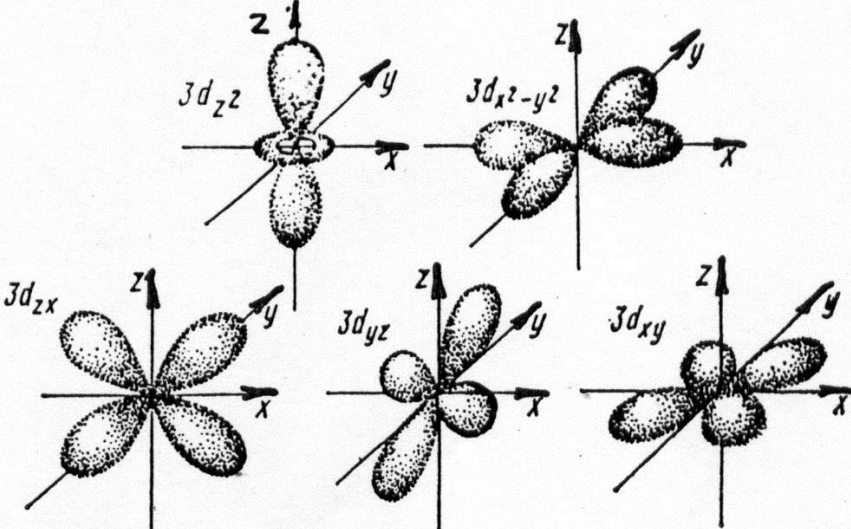
Типы атомных орбиталей	Формы атомных орбиталей и их расположение в пространстве
s	 <p>1s</p>
p	 <p>$2p_x$ $2p_y$ $2p_z$</p>
d	 <p>$3d_{z^2}$ $3d_{x^2-y^2}$ $3d_{zx}$ $3d_{yz}$ $3d_{xy}$</p>

Таблица 18 – Распределение электронов в атоме

Главное n n = 1, 2, 3, ... ∞		Квантовые числа			Максимальное число электронов на подуровне N = 2(2l + 1)	Максимальное число электронов на энергетическом уровне Nmax = 2n ²
		Орбитальное l l = 0, 1, 2, ..., (n - 1)	Магнитное m _l m _l = -l, ..., 0, ..., +l	Спиновое m _s m _s = -1/2; +1/2		
Уровни		Подуровни	Орбитали			
(K) n = 1	l = 0 (1s)	m _l = 0	1s	↓↑	2 (1s ²)	1s ² => 2ē
(L) n = 2	l = 0 (2s)	m _l = 0	2s	↓↑	2 (2s ²)	...2s ² 2p ⁶ => 8ē
	l = 1 (2p)	m _l = -1, 0, +1	2p	↓↑ ↓↑ ↓↑	6 (2p ⁶)	
(M) n = 3	l = 0 (3s)	m _l = 0	3s	↓↑	2 (3s ²)	...3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ => 18ē
	l = 1 (3p)	m _l = -1, 0, +1	3p	↓↑ ↓↑ ↓↑	6 (3p ⁶)	
	l = 2 (3d)	m _l = -2, -1, 0, +1, +2	3d	↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑	10 (3d ¹⁰)	
(N) n = 4	l = 0 (4s)	m _l = 0	4s	↓↑	2 (4s ²)	...4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 4f ¹⁴ => 32ē
	l = 1 (4p)	m _l = -1, 0, +1	4p	↓↑ ↓↑ ↓↑	6 (4p ⁶)	
	l = 2 (4d)	m _l = -2, -1, 0, +1, +2	4d	↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑	10 (4d ¹⁰)	
	l = 3 (4f)	m _l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	4f	↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑	14 (4f ¹⁴)	

Таблица 19 – Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева
(длиннопериодный вариант таблицы)

Периоды		Группы																	
		IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	IVB	IB	IIIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA		
1	${}_1\text{H}$																${}_2\text{He}$		
2	${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$												${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$
3	${}_{11}\text{Na}$	${}_{12}\text{Mg}$												${}_{13}\text{Al}$	${}_{14}\text{Si}$	${}_{15}\text{P}$	${}_{16}\text{S}$	${}_{17}\text{Cl}$	${}_{18}\text{Ar}$
4	${}_{19}\text{K}$	${}_{20}\text{Ca}$	${}_{21}\text{Sc}$	${}_{22}\text{Ti}$	${}_{23}\text{V}$	${}_{24}\text{Cr}$	${}_{25}\text{Mn}$	${}_{26}\text{Fe}$	${}_{27}\text{Co}$	${}_{28}\text{Ni}$	${}_{29}\text{Cu}$	${}_{30}\text{Zn}$	${}_{31}\text{Ga}$	${}_{32}\text{Ge}$	${}_{33}\text{As}$	${}_{34}\text{Se}$	${}_{35}\text{Br}$	${}_{36}\text{Kr}$	
5	${}_{37}\text{Rb}$	${}_{38}\text{Sr}$	${}_{39}\text{Y}$	${}_{40}\text{Zr}$	${}_{41}\text{Nb}$	${}_{42}\text{Mo}$	${}_{43}\text{Tc}$	${}_{44}\text{Ru}$	${}_{45}\text{Rh}$	${}_{46}\text{Pd}$	${}_{47}\text{Ag}$	${}_{48}\text{Cd}$	${}_{49}\text{In}$	${}_{50}\text{Sn}$	${}_{51}\text{Sb}$	${}_{52}\text{Te}$	${}_{53}\text{I}$	${}_{54}\text{Xe}$	
6	${}_{55}\text{Cs}$	${}_{56}\text{Ba}$	${}_{57}\text{La}$	${}_{72}\text{Hf}$	${}_{73}\text{Ta}$	${}_{74}\text{W}$	${}_{75}\text{Re}$	${}_{76}\text{Os}$	${}_{77}\text{Ir}$	${}_{78}\text{Pt}$	${}_{79}\text{Au}$	${}_{80}\text{Hg}$	${}_{81}\text{Tl}$	${}_{82}\text{Pb}$	${}_{83}\text{Bi}$	${}_{84}\text{Po}$	${}_{85}\text{At}$	${}_{86}\text{Rn}$	
7	${}_{87}\text{Fr}$	${}_{88}\text{Ra}$																	

s - элементы

d - элементы

(переходные элементы)

p - элементы

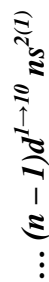


Таблица 20 – «Провал» электрона (**d** – элементы)

Номер периода	Элементы, имеющие «провал» электрона
4	${}_{24}\text{Cr}$, ${}_{29}\text{Cu}$
5	${}_{41}\text{Nb}$, ${}_{42}\text{Mo}$, ${}_{44}\text{Ru}$, ${}_{45}\text{Rh}$, ${}_{46}\text{Pd}^*$, ${}_{47}\text{Ag}$
6	${}_{78}\text{Pt}$, ${}_{79}\text{Au}$

* ${}_{46}\text{Pd}$ – не имеет электронов на 5s – подуровне (${}_{46}\text{Pd} \dots 4d^{10}$)

Таблица 21 – Классификация химических элементов по электронной структуре


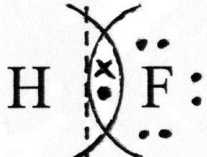


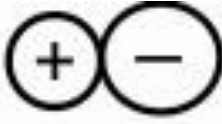
Тип элемента	Электронная конфигурация валентных уровней
s-элементы – металлы подгрупп IA и IIA, а также неметаллы ${}_1\text{H}$ и ${}_2\text{He}$	$\dots ns^{1-2}$
p-элементы – металлы и неметаллы подгрупп от IIIA до VIIA, кроме ${}_1\text{H}$ и ${}_2\text{He}$	$\dots ns^2 np^{1-6}$
d-элементы – металлы подгрупп IB до VIIIB	$\dots (n-1)d^{1-10} ns^{2(1)}$
f-элементы – металлы лантаноиды (№ 58–71) и актиноиды (№ 90–103)	Не рассматриваем

n – номер последнего энергетического уровня (равен номеру периода)

Таблица 22 – Относительная электроотрицательность (ОЭО) элементов главных подгрупп

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

Таблица 23 – Типы химических связей

Типы связей	Ковалентная		Ионная (электровалентная)
	неполярная	полярная	
Характеристика связи	Атомы имеют общие электронные пары		Общие электронные пары полностью переходят от атома металла к атому неметалла
	Общие электронные пары одинаково принадлежат обоим атомам	Общие электронные пары смещаются к более электроотрицательному атому	
Схема образования связи			$[Na^+][\overset{\ominus}{\underset{\cdot\cdot}{\text{F}}}]$
Схематическое изображение связи			

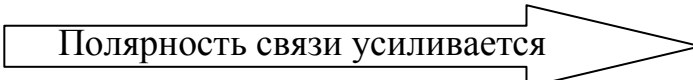


Таблица 24 – Схема роста полярности химической связи
(на примере элементов 3-го периода)




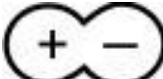


Ковалентная неполярная связь	Ковалентная полярная связь			Ионная связь
 Cl ₂	 SCl ₂	 PCl ₅	 AlCl ₃	 NaCl
				

Таблица 25 – Схема образования различных типов химической связи
(на примере элементов VII группы)

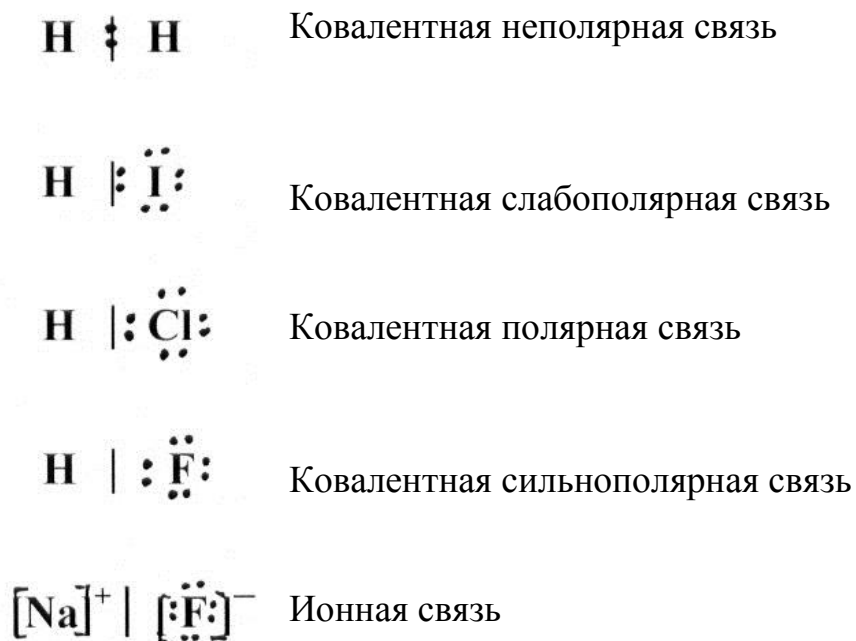
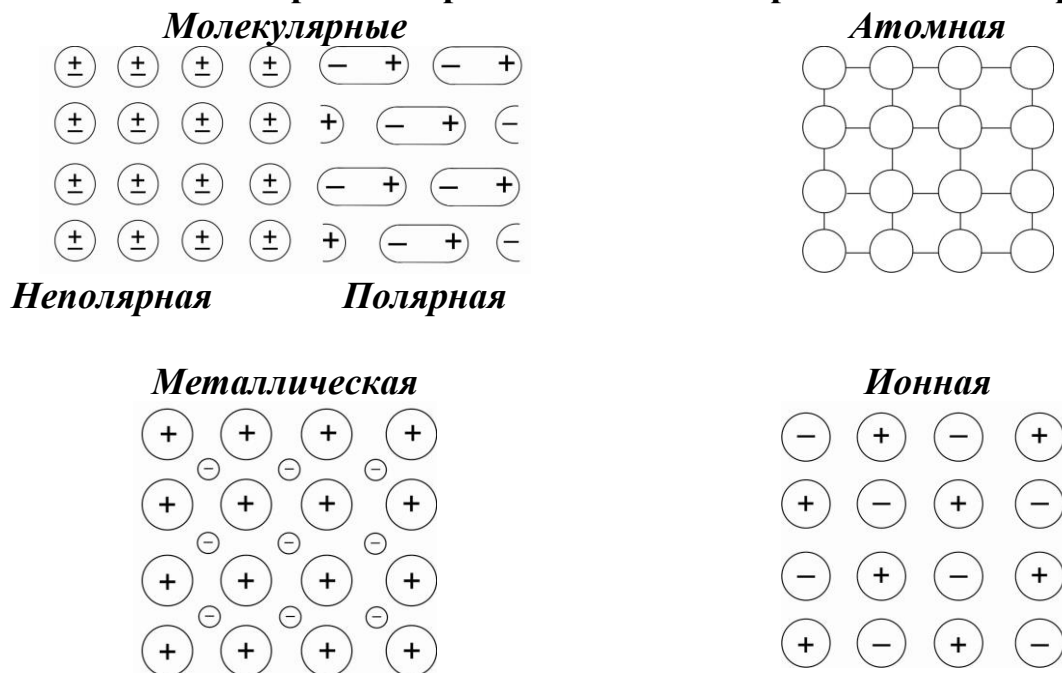
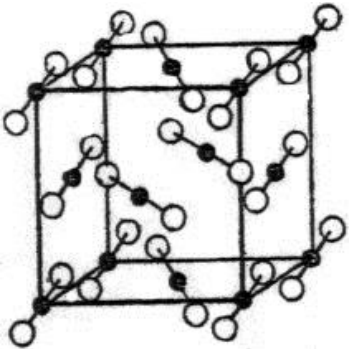
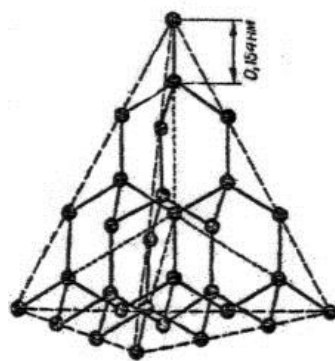
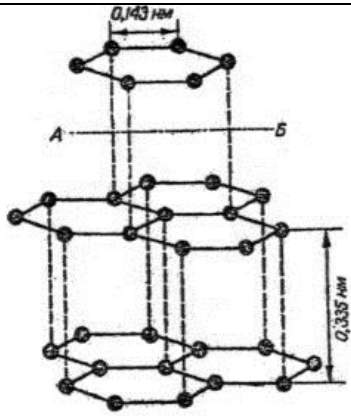
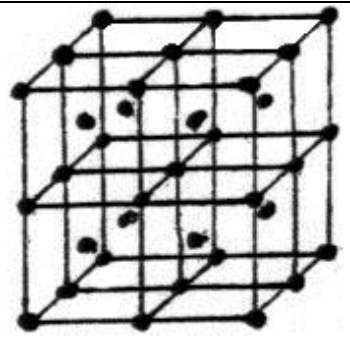
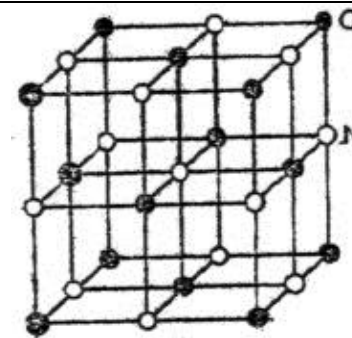


Таблица 26 – Типы кристаллических решеток

Схематическое изображение различных типов кристаллических решеток



Примеры веществ с различными типами кристаллических решеток

Молекулярная решетка оксида углерода (IV)	Атомные решетки алмаза и графита	
 <p>CO₂</p>	 <p>C_{алмаз}</p>	 <p>C_{графит}</p>
Металлическая решетка железа	Ионная решетка хлорида натрия	
 <p>α-Fe</p>	 <p>NaCl</p>	

6. РАСТВОРЫ

Таблица 27 – Кривые растворимости

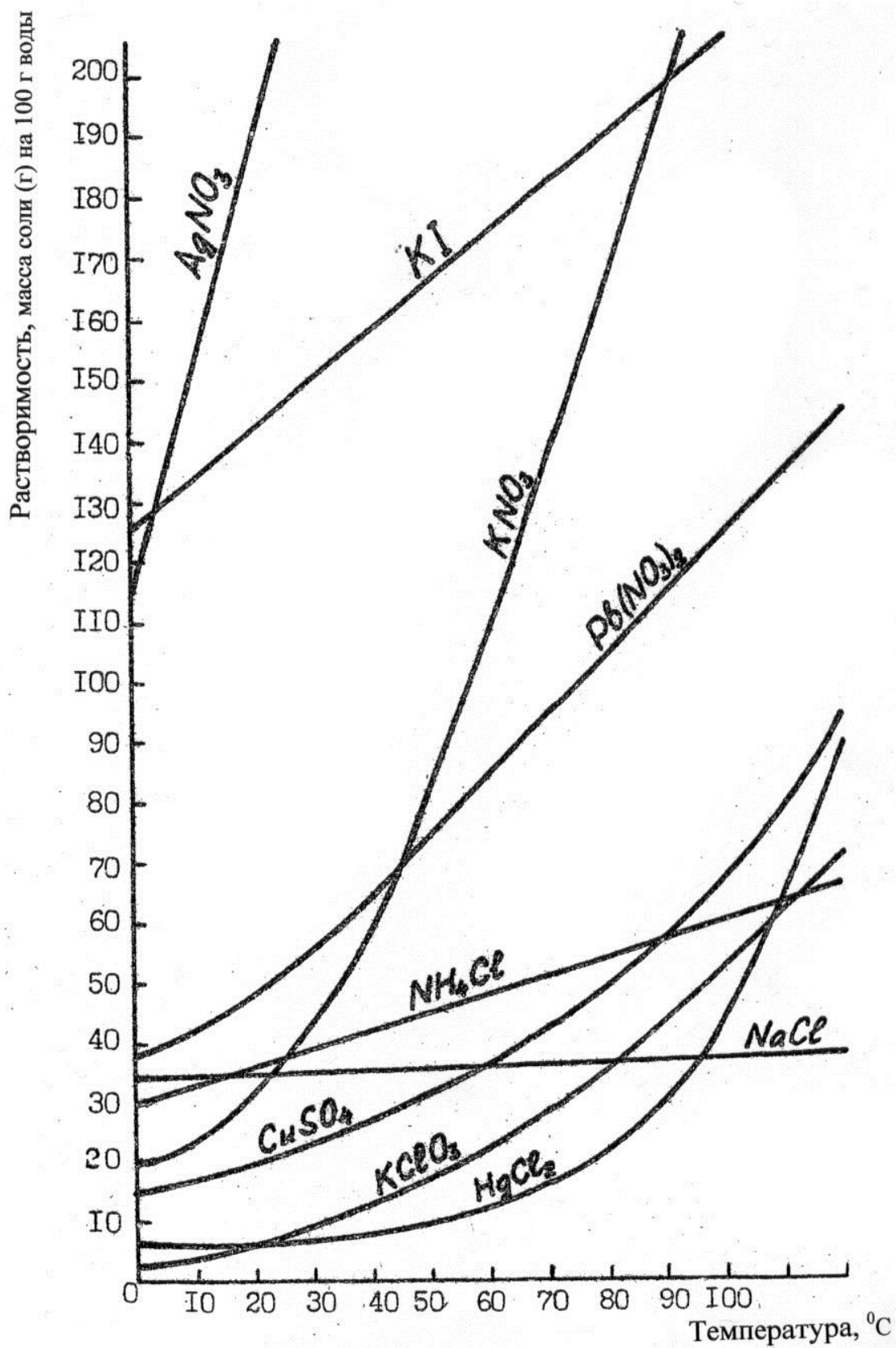


Таблица 28 – Кривые растворимости некоторых газов в воде

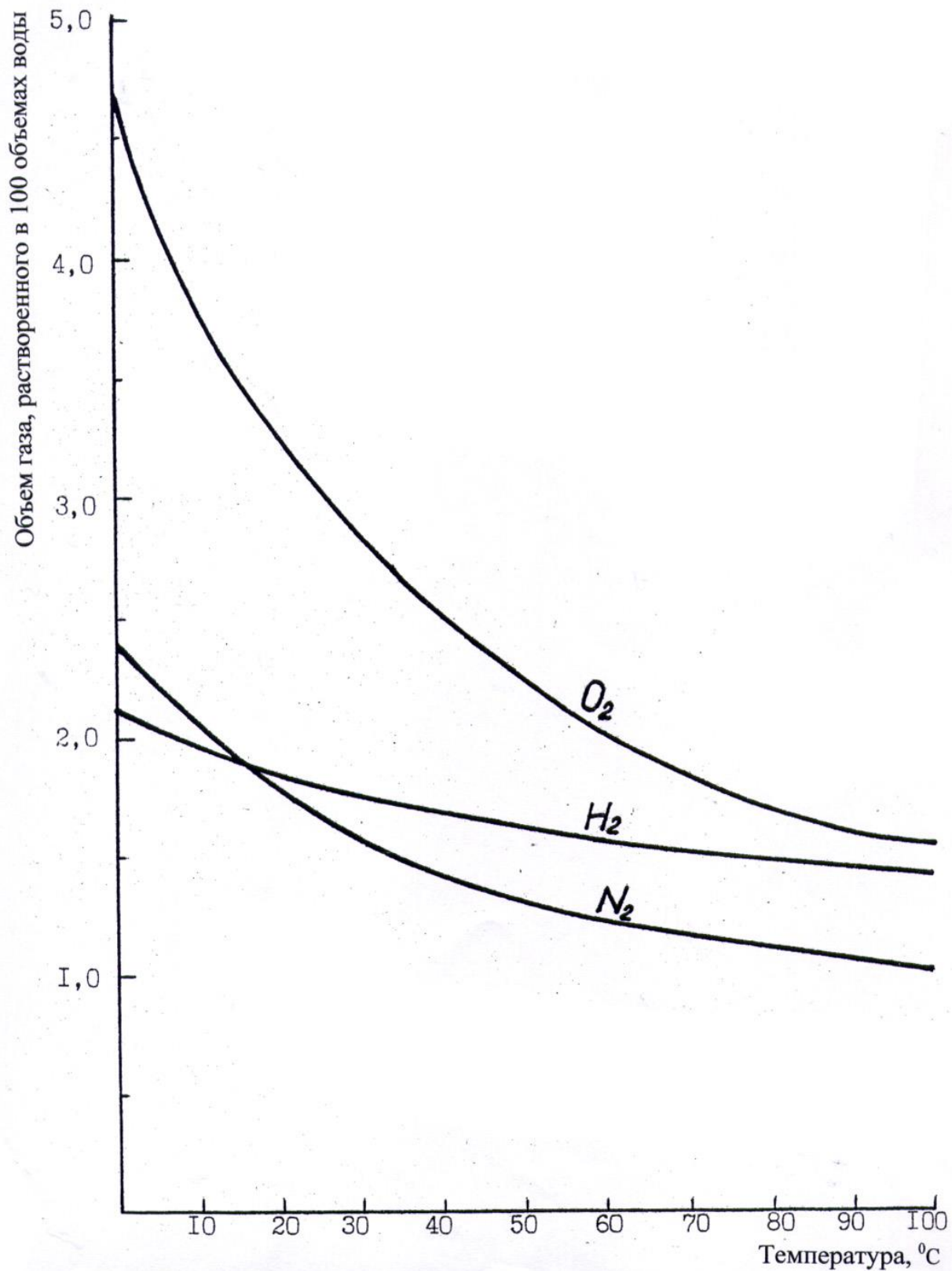


Таблица 29 – Способы выражения концентрации растворов

Название	Символ	Расчетная формула	Единица измерения
Массовая доля	ω ,	$\omega = m_{\text{в}}/m_{\text{р}}$	—
	$\omega \%$	$\omega \% = (m_{\text{в}}/m_{\text{р}}) \cdot 100\%$ $m_{\text{в}}$ – масса растворенного вещества, кг или г; $m_{\text{р}}$ – масса раствора, кг или г	—
Молярная концентрация (молярность)	c , ($c_{\text{м}}$)	$c = n/V$ n – количество, растворенного вещества, моль; V – объем раствора, м ³ или л	моль/м ³ , моль/л


Расчетные формулы для вычисления массы раствора

$m_{\text{р}} = m_{\text{в}} + m_{\text{воды}}$ <p>$m_{\text{р}}$ – масса раствора, кг или г; $m_{\text{в}}$ – масса растворенного вещества, кг или г; $m_{\text{воды}}$ – масса воды (растворителя), кг или г</p>
$m_{\text{р}} = \rho \cdot V$ <p>ρ – плотность раствора, кг/м³ или г/мл; V – объем раствора, м³ или мл</p>

Таблица 30 – Схема электрической диссоциации веществ с ионной и ковалентной полярной связью

Механизм диссоциации ионного соединения

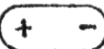



Кристалл ионного соединения KCl
 Полярная молекула H₂O

Гидратированные ионы
 K⁺ и Cl⁻

Механизм диссоциации полярной молекулы электролита



 Полярная молекула HCl
 Полярная молекула H₂O

Гидратированные ионы
 H⁺ и Cl⁻

Таблица 31 – Степень диссоциации кислот, оснований и солей
в водных растворах (0,1н, 18 °С)

Формула электролита	Степень диссоциации (α), в %	Формула электролита	Степень диссоциации (α), в %
Кислоты		Основания	
HCl	92	Ba(OH) ₂	92
HBr	92	KOH	89
HI	92	NaOH	84
HNO ₃	92	NH ₄ OH	1,3
H ₂ SO ₄	58	Соли	
H ₃ PO ₄	27	KCl	86
HF	8,5	NH ₄ Cl	85
HNO ₂	6,4	NaCl	84
HCOOH	4,2	KNO ₃	83
CH ₃ COOH	1,3	AgNO ₃	81
H ₂ CO ₃	0,17	CH ₃ COONa	79
H ₂ S	0,07	ZnCl ₂	73
HClO	0,05	Na ₂ SO ₄	69
HCN	0,01	ZnSO ₄	40
H ₃ BO ₃	0,01	CuSO ₄	40

Таблица 32 - Гидролиз солей

Природа соли		Продукты реакции гидролиза	Реакция среды (рН)
Основание	Кислота		
Сильное	Сильная	<i>Гидролиз практически не идет</i>	Нейтральная (рН = 7)
	Слабая	Сильное основание + кислая соль (или слабая одноосновная кислота)	Щелочная (рН > 7)
Слабое	Сильная	Сильная кислота + основная соль (или слабое основание NH ₄ OH)	Кислая (рН < 7)
	Слабая	Основная соль + слабая кислота (или слабое основание NH ₄ OH)	<i>Зависит от сравнительной силы кислоты и основания</i>
Слабое многокислотное	Слабая летучая	<i>Гидролиз идет до конца</i> слабое основание + слабая летучая кислота	<i>Продукты уходят из сферы реакции</i>

7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ. ЭЛЕКТРОЛИЗ

Таблица 33 – Окислительные свойства концентрированной серной кислоты
($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к})}$)

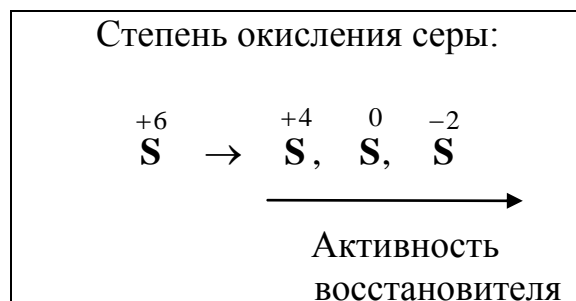
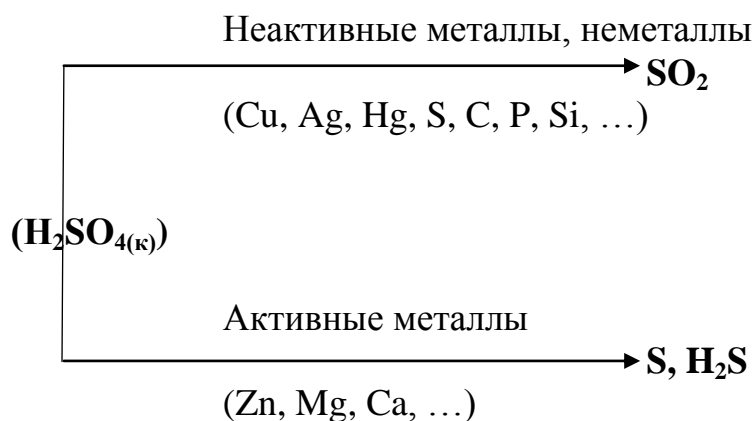


Схема взаимодействия ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к})}$) с металлами и неметаллами:



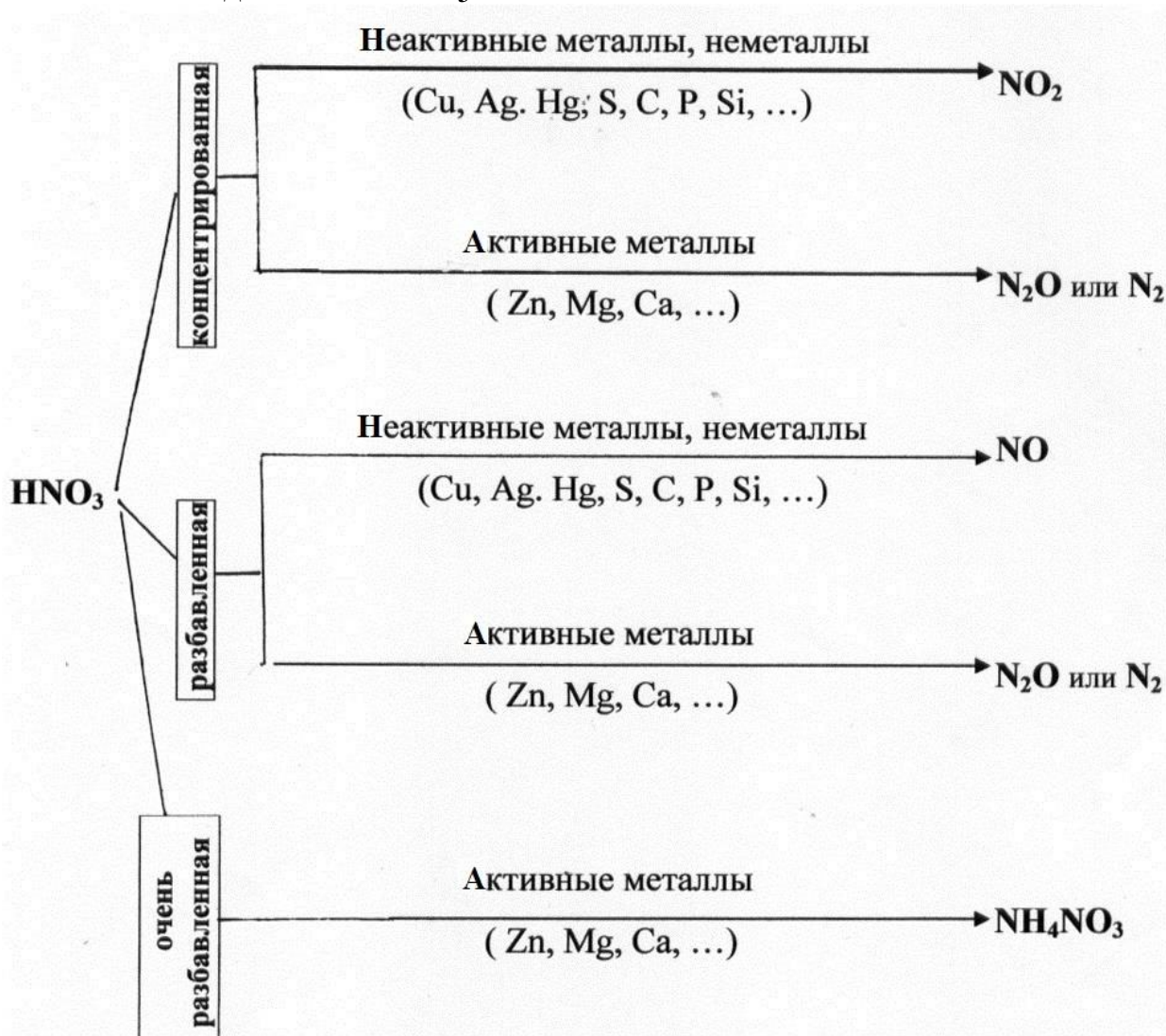
Примечания. H_2SO_4 не взаимодействует с Au, Pt – реакция невозможна.

$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к})}$ не реагирует с Fe, Al, Cr в отсутствие нагревания («на холоду»), так как происходит образование защитной пленки – «пассивирование металла».

Таблица 34 – Окислительные свойства азотной кислоты (HNO₃)

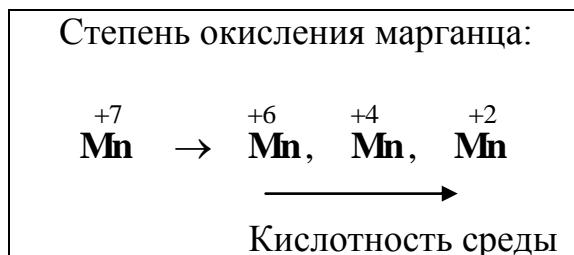


Схема взаимодействия HNO₃ с металлами и неметаллами:



Примечания. HNO₃ не взаимодействует с Au, Pt – реакция невозможна.
HNO_{3(к)} не реагирует с Fe, Al, Cr в отсутствие нагревания («на холоду»), так как происходит образование защитной пленки – «пассивирование металла».

Таблица 35 – Окислительные свойства перманганата калия (KMnO₄)



Окислитель	Среда	Продукт восстановления
MnO₄⁻ Малиновый раствор	Кислая (H ⁺)	Mn²⁺ (<i>бесцветный раствор</i>)
	Нейтральная (H ₂ O)	MnO₂ (<i>коричневый осадок</i>)
	Щелочная (OH ⁻)	MnO₄²⁻ (<i>зеленый раствор</i>)

Таблица 36 – Схема электролизера

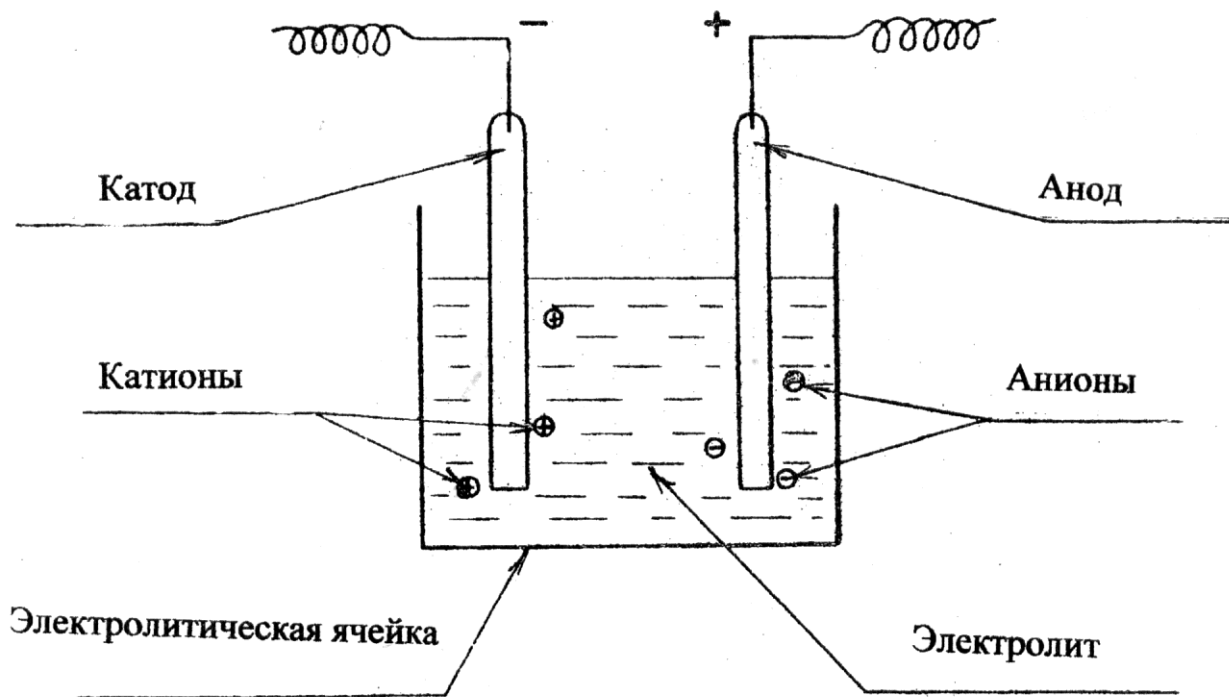
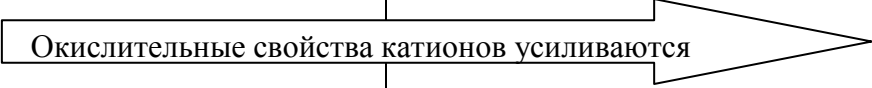


Таблица 37 – Характер процессов при электролизе водных растворов

Ряд катионов

$\text{Li}^+, \text{Rb}^+, \dots, \text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}$	$\text{Mn}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \dots, \text{Pt}^{2+}, \text{Au}^{3+}$
	
Катионы металлов остаются в растворе, восстанавливается вода	Катионы металлов восстанавливаются
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$	$\text{Me}^{n+} + ne^- \rightarrow \text{Me}$

Ряд анионов

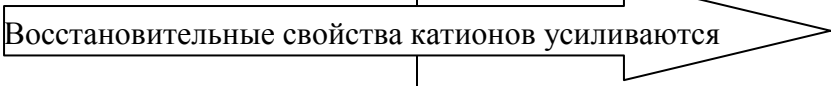
$\text{F}^-, \text{SO}_4^{2-}, \text{NO}_3^-$	$\text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-, \text{S}^{2-}$
	
Анионы остаются в растворе, окисляется вода:	Анионы окисляются (на нерастворимом аноде)
$2\text{H}_2\text{O} - 4e^- \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2\uparrow$	$2\text{Cl}^- - 2e^- \rightarrow \text{Cl}_2\uparrow$
	$\text{S}^{2-} - 2e^- \rightarrow \text{S}$

Таблица 38 – Электрохимический ряд напряжений металлов
(стандартные электродные потенциалы)

Металл	Электродная реакция	φ° , В	Металл	Электродная реакция	φ° , В
Li	$\text{Li}^+ + e^- \rightarrow \text{Li}$	-3,04	Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Cr}$	-0,74
Rb	$\text{Rb}^+ + e^- \rightarrow \text{Rb}$	-2,99	Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,44
Cs	$\text{Cs}^+ + e^- \rightarrow \text{Cs}$	-2,93	Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cd}$	-0,40
K	$\text{K}^+ + e^- \rightarrow \text{K}$	-2,92	Co	$\text{Co}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Co}$	-0,28
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ba}$	-2,90	Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}$	-0,25
Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Sr}$	-2,89	Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Sn}$	-0,14
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ca}$	-2,87	Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}$	-0,13
Na	$\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}$	-2,71	H	$2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$	0,00
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,36	Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34
Be	$\text{Be}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Be}$	-1,85	Ag	$\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$	+0,80
Al	$\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66	Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Hg}$	+0,85
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Mn}$	-1,18	Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Pt}$	+1,20
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76	Au	$\text{Au}^+ + e^- \rightarrow \text{Au}$	+1,68

Таблица 39 - Химические свойства металлов

Химические реакции металлов	Ряд напряжений металлов							
	Li K Ba Ca Na	Mg Al Mn Zn Fe Ni	Sn Pb	H	Cu Hg	Ag Pt Au		
С кислородом $Me + O_2 \rightarrow Me_2 + O_n$	Окисляются при обычных условиях	Покрываются защитной пленкой оксида			Окисляются при нагревании	Не окисляются даже при нагревании		
С водой $Me + H_2O \rightarrow Me(OH)_n + H_2$	Реагируют при обычных условиях	Реагируют с парами воды при нагревании	Не реагируют даже при нагревании		Не реагируют даже при нагревании			
С кислотой $Me + H_m A \rightarrow Me_m A_n + H_2$	Реагируют с разбавленными и дают соль и водород	Реагируют в начальном моменте, затем реакция прекращается	Реагируют в начальном моменте, затем реакция прекращается		Не реагируют с разбавленными кислотами			
С солями $Me' + Me''_m A_p \rightarrow Me'_m A_n + Me''$	Реагируют с растворимыми солями, если металл входящий в состав соли (Me'') менее активен, чем свободный металл (Me')				Реагируют с растворимыми солями, если Me'' менее активен, чем Me'	Не реагируют с растворимыми солями		

Таблица 40 – Классификация химических реакций

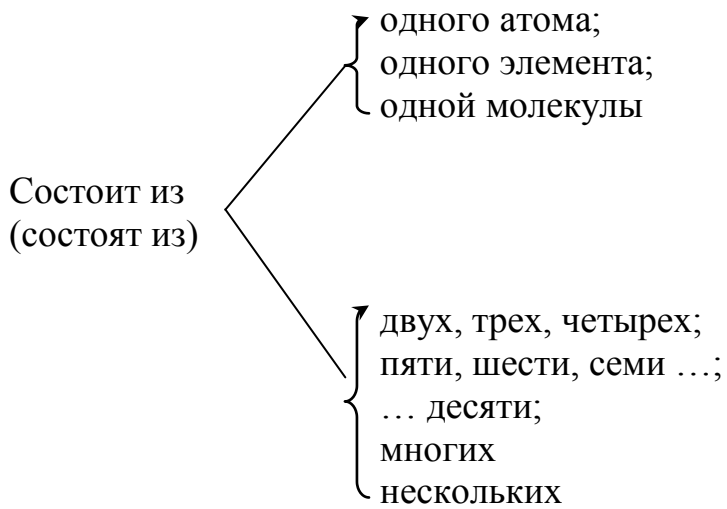
Признаки классификации	Типы реакций	Примеры реакций
1. Число и состав исходных веществ и продуктов реакции	<p>1) соединения: $A + B \rightarrow AB$;</p> <p>2) разложения: $AB \rightarrow A + B$;</p> <p>3) замещения: $A + BC \rightarrow AC + B$;</p> <p>4) обмена: $AB + CD \rightarrow AD + CB$</p>	$CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$ $Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$ $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$ $BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$
2. Обратимость реакции	<p>1) обратимые: \rightleftharpoons ;</p> <p>2) необратимые: \rightarrow</p>	$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$ $Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2\uparrow + H_2O$
3. Тепловой эффект реакции	<p>1) экзотермические: $\Delta H < 0$;</p> <p>2) эндотермические: $\Delta H > 0$</p>	$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5 \quad \Delta H = -3010 \text{ кДж}$ $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2 \uparrow \Delta H = + 157 \text{ кДж}$
4. Изменение степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ	<p>1) окислительно-восстановительные;</p> <p>2) без изменения степени окисления атомов</p>	$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$ $BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$

ПРИЛОЖЕНИЕ А
(обязательное)

Название элемента	Символ	Атомная масса (A_r)
Азот	N	14
Алюминий	Al	27
Барий	Ba	137
Бор	B	11
Бром	Br	80
Водород	H	1
Железо	Fe	56
Золото	Au	197
Йод	I	127
Калий	K	39
Кальций	Ca	40
Кислород	O	16
Кобальт	Co	59
Кремний	Si	28
Магний	Mg	24
Марганец	Mn	55
Медь	Cu	65
Мышьяк	As	75
Натрий	Na	23
Никель	Ni	59
Олово	Sn	119
Ртуть	Hg	201
Свинец	Pb	207
Сера	S	32
Серебро	Ag	108
Стронций	Sr	88
Углерод	C	12
Фосфор	P	31
Фтор	F	19
Хлор	Cl	35,5
Хром	Cr	52
Цинк	Zn	65

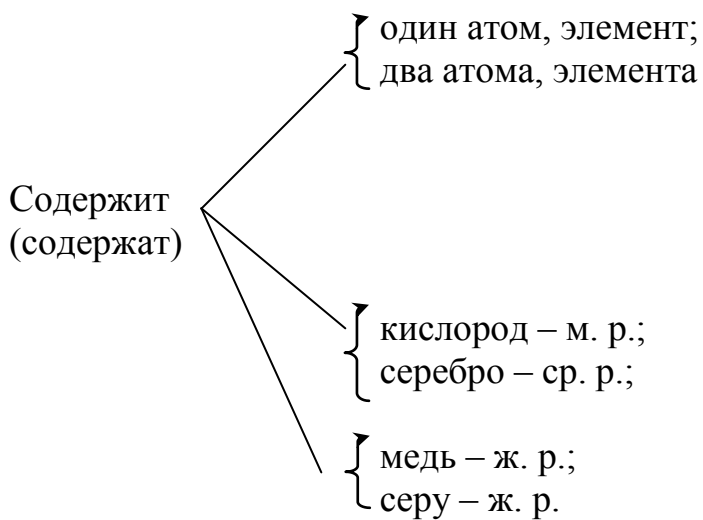
Родительный падеж

Состоять из *чего?*



Винительный падеж

Содержать *что?*



Родительный падеж

Состоять из *чего?*

Сколько? { атомов, элементов;
 { формул, молекул, веществ

1 – один атом, элемент; одна молекула, формула; одно вещество

2 – два	}	атома,	}	две	
3 – три		элемента,		три	формулы,
4 – четыре		вещества		четыре	молекулы

5 – пять, 6 – шесть, ... 10 – десять сколько несколько мало, много	}	→	}	атомов, элементов, формул, молекул, веществ

Винительный падеж

Иметь *что?*

<i>Какую?</i>	<i>Что?</i>
---------------	-------------

Имеет (имеют)	}	постоянную,	}	—	степень окисления,
		переменную,			
		положительную,	}	—	степень окисления
		отрицательную			

