

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНА МЕТАЛУРГІЙНА АКАДЕМІЯ УКРАЇНИ**

Н.А. НИКИФОРОВА

**ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ: АЛГОРИТМИ
ТА ПРИКЛАДИ**

Частина 1

Друкується за Планом видань навчальної та методичної літератури,
затвердженим Вченою радою НМетАУ
Протокол № 2 від 05.02.2018

Дніпро НМетАУ 2018

УДК 546-3(075.8)

Никифорова Н.А. Загальна хімія: алгоритми та приклади. В 3 частинах.
Частина 1: Навч. посібник. – Дніпро: НМетАУ, 2018. – 70 с.

Розглянуто основні теми, необхідні при вивченні курсу загальної хімії. В частині 1 систематично розглядаються основні поняття хімії, номенклатура, будова та хімічні властивості оксидів та основ. Наведено також відомості про розчини електролітів, необхідні при складанні рівнянь реакцій за участю електролітів. Наведено розроблені автором алгоритми складання рівнянь реакцій, докладно розібрано велику кількість прикладів та запропоновано завдання для самостійної роботи.

Призначений для студентів спеціальності 161 – хімічні технології та інженерія (освітній рівень бакалавр).

Іл.5. Табл. 7

Друкується за авторською редакцією.

Відповідальний за випуск Д.А. Ковальов, д-р техн. наук, проф.

Рецензенти: І.Л. Коваленко, д-р техн. наук, проф. (УДХТУ)
Н.В. Стець, канд. хім. наук, доц. (ДНУ ім. О. Гончара)

© Національна металургійна академія
України, 2018

© Никифорова Н.А.
2018

ВСТУП

У посібнику систематично викладено властивості основних класів неорганічних сполук з урахуванням особливостей реакцій у розчинах електролітів та окисно-відновних реакцій. Посібник призначений для студентів та абітурієнтів закладів вищої освіти, а також для студентів коледжів. Запропоновані алгоритми складання рівнянь реакцій різних типів і велика кількість докладно розглянутих прикладів дозволяють працювати з посібником самостійно. Досвід показує, що нерідко студенти, зрозумівши матеріал загалом, складають рівняння реакцій, не звертаючи увагу на різні нюанси, умови перебігу, винятки тощо. Алгоритми дають можливість складати рівняння реакцій методично, за планом, нічого не пропускаючи. Заучувати алгоритми не треба – вони запам'ятовуються самі собою при виконанні достатньої кількості завдань. Однак краще користуватися алгоритмами ще якийсь час після того, як вони перестали бути потрібними, ніж відмовитися, коли вони ще необхідні. Якщо студент виконує всі завдання, користуючись алгоритмами, не пропускаючи в них жодного пункту і постійно повертаючись до розглянутих у посібнику прикладів, то успішне засвоєння матеріалу йому гарантовано. Тільки не треба прагнути виконати завдання якнайшвидше. Це обов'язково призведе до помилок і недоглядів. Швидкість у будь-якій справі – це результат численних самостійних вправ, вона приходить сама, і не треба її квапити. В кінці посібника наведено відповіді на всі завдання.

Успіхів вам!

1. ХІМІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ ТА РЕЧОВИНИ

Увесь світ навколо нас і ми самі складаємося з речовин. Найдрібнішою частинкою речовини, яка ще здатна виявляти її властивості, є **молекула**. Молекули, у свою чергу, складаються з ще більш дрібних частинок – атомів. **Атом** – це найдрібніша частинка хімічного елемента, яка здатна виявляти його властивості. **Хімічним елементом** називають сукупність атомів, що мають однаковий заряд ядра. Кожен вид атомів, тобто кожен хімічний елемент, має свою латинську назву. У сучасній українській номенклатурі прийняті скорочені латинські назви хімічних елементів, які пишуться з великої літери. Кожен елемент позначається **символом**, який складається з однієї або двох літер, узятих з латинської назви елемента. Символи елементів та їхні назви наводяться в Періодичній системі елементів (рис. 1.1). Більша частина елементів існує в природі, а частина елементів була синтезована штучно. Розпізнати штучно синтезовані елементи досить легко. Для них у квадратних дужках наводиться ціле масове число. Природні елементи мають кілька ізотопів, і їхня атомна маса є дрібним числом. Наразі відомо 118 елементів. Але хімічні властивості має сенс розглядати тільки для речовин, що складаються з природних елементів.

Символ елемента означає також один його атом. Більшу кількість атомів показують за допомогою **коефіцієнта** перед символом. Наприклад, запис 2O означає два атоми Оксигену, 16Si – шістнадцять атомів Силіцію. Коефіцієнт, який дорівнює 1, не пишеться, а мається на увазі за замовчуванням.

Варто пам'ятати, що поняття «**хімічний елемент**» є абстрактним і відноситься до **сукупності окремих атомів, без урахування хімічних зв'язків, якими вони зв'язані з іншими атомами**. А у вигляді окремих атомів у природі існують тільки благородні (інертні) гази (He , Ne , Ar , Kr , Xe , Rn). Всі інші елементи в природі входять до складу різних речовин, де між атомами здійснюються хімічні зв'язки.

Речовини можуть складатися з **молекул**, а можуть мати **кристалічну структуру**. При цьому гази і рідини складаються з молекул, а тверді речовини можуть складатися з молекул, а можуть мати кристалічну структуру. Для речовин, **що складаються з молекул**, справджується закон сталості

		ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА										VIII																																																																																																																																																																																																																																																																																																																											
		II		III		IV		V		VI		VII		VIII																																																																																																																																																																																																																																																																																																																									
1	1	H 1,0079 1s ¹ ГІДРОГЕН	4	5	B 10,811 2s ² 2p ¹ БОР	6	C 12,011 2s ² 2p ² КАРБОН	7	N 14,007 2s ² 2p ³ НІТРОГЕН	8	O 15,999 2s ² 2p ⁴ ОКСИГЕН	9	F 18,998 2s ² 2p ⁵ ФЛЮОР	10	Ne 20,180 2s ² 2p ⁶ НЕОН	18	Ar 39,948 3s ² 3p ⁶ АРГОН	26	Fe 55,845 3d ⁶ 4s ² ЖЕЛІЗО	27	Co 58,933 3d ⁷ 4s ² КОБАЛТ	28	Ni 58,69 3d ⁸ 4s ² НИКОЛ																																																																																																																																																																																																																																																																																																																
2	2	Li 6,941 2s ¹ ЛІТІЙ	12	13	Al 26,982 3s ² 3p ¹ АЛЮМІНІЙ	14	Si 28,086 3s ² 3p ² СИЛІЦІЙ	15	P 30,974 3s ² 3p ³ ФОСФОР	16	S 32,066 3s ² 3p ⁴ СУЛЬФУР	17	Cl 35,453 3s ² 3p ⁵ ХЛОР	18	Ar 39,948 3s ² 3p ⁶ АРГОН	25	Mn 54,938 3d ⁵ 4s ² МАНГАН	26	Fe 55,845 3d ⁶ 4s ² ЖЕЛІЗО	27	Co 58,933 3d ⁷ 4s ² КОБАЛТ	28	Ni 58,69 3d ⁸ 4s ² НИКОЛ																																																																																																																																																																																																																																																																																																																
3	3	Na 22,990 3s ¹ НАТРІЙ	20	21	Ca 40,078 4s ² КАЛЬЦІЙ	22	Ti 47,867 3d ² 4s ² ТИТАН	23	V 50,942 3d ³ 4s ² ВАНАДІЙ	24	Cr 51,996 3d ⁵ 4s ¹ ХРОМ	25	Mn 54,938 3d ⁵ 4s ² МАНГАН	26	Fe 55,845 3d ⁶ 4s ² ЖЕЛІЗО	27	Co 58,933 3d ⁷ 4s ² КОБАЛТ	28	Ni 58,69 3d ⁸ 4s ² НИКОЛ	29	Cu 63,546 3d ¹⁰ 4s ¹ КУПРУМ	30	Zn 65,39 3d ¹⁰ 4s ² ЦИНК	31	Ga 69,723 4s ² 4p ¹ ГАЛІЙ	32	Ge 72,64 4s ² 4p ² ГЕРМАНІЙ	33	As 74,922 4s ² 4p ³ АРСЕН	34	Se 78,96 4s ² 4p ⁴ СЕЛЕН	35	Br 79,904 4s ² 4p ⁵ БРОМ	36	Kr 83,80 4s ² 4p ⁶ КРИПТОН	44	Ru 101,07 4d ⁸ 5s ¹ РУТЕНІЙ	45	Rh 102,91 4d ⁹ 5s ¹ РОДІЙ	46	Pd 106,42 4d ¹⁰ 5s ⁰ ПАЛАДІЙ																																																																																																																																																																																																																																																																																														
4	4	K 39,098 4s ¹ КАЛІЙ	38	39	Y 88,906 4d ¹ 5s ² ІТРИЙ	40	Zr 91,224 4d ² 5s ² ЦИРКОНІЙ	41	Nb 92,906 4d ⁴ 5s ¹ НІОБІЙ	42	Mo 95,94 4d ⁵ 5s ¹ МОЛІБДЕН	43	Tc [98] 4d ⁵ 5s ² ТЕХНЕЦІЙ	44	Ru 101,07 4d ⁸ 5s ¹ РУТЕНІЙ	45	Rh 102,91 4d ⁹ 5s ¹ РОДІЙ	46	Pd 106,42 4d ¹⁰ 5s ⁰ ПАЛАДІЙ	47	Ag 107,87 4d ¹⁰ 5s ¹ АРГЕНТУМ	48	Cd 112,41 4d ¹⁰ 5s ² КАДМІЙ	49	In 114,82 5s ² 5p ¹ ІНДІЙ	50	Sn 118,71 5s ² 5p ² СТАНУМ	51	Sb 121,76 5s ² 5p ³ СТІВІЙ	52	Te 127,60 5s ² 5p ⁴ ТЕЛУР	53	I 126,90 5s ² 5p ⁵ ІОД	54	Xe 131,29 5s ² 5p ⁶ КСЕНОН	76	Os 190,23 5d ⁶ 6s ² ОСМІЙ	77	Ir 192,22 5d ⁷ 6s ¹ ІРІДІЙ	78	Pt 195,08 5d ⁹ 6s ¹ ПЛАТИНА																																																																																																																																																																																																																																																																																														
5	5	Rb 85,468 5s ¹ РУБІДІЙ	56	57	La* 138,91 5d ¹ 6s ² ЛАНТАН	58	Ce 137,33 6s ² БАРІЙ	59	Au 196,97 5d ¹⁰ 6s ¹ АУРУМ	60	Hg 200,59 5d ¹⁰ 6s ² МЕРКУРІЙ	61	Tl 204,38 6s ² 6p ¹ ТАЛІЙ	62	Pb 207,2 6s ² 6p ² ПЛОМБУМ	63	Rf [261] 6d ⁴ 7s ² РЕЗЕРФОРДІЙ	64	Tb 158,93 4f ⁹ 6s ² ТАБІА	65	Dy 162,50 4f ¹⁰ 6s ² ДИСПРОЗІЙ	66	Ho 164,93 4f ¹¹ 6s ² ГОЛЬМІЙ	67	Er 167,26 4f ¹² 6s ² ЕРБІЙ	68	Tm 168,93 4f ¹³ 6s ² ТЕЛУРІЙ	69	Yb 173,04 4f ¹⁴ 6s ² ІТЕРБІЙ	70	Lu 174,97 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² ЛУТЕЦІЙ	71	Ce 140,12 4f ⁵ 6s ² ЦЕЗІЙ	72	Pr 140,91 4f ⁶ 6s ² ПРАЗЕОДИМ	73	Nd 144,24 4f ⁷ 6s ² НЕОДИМ	74	Pm [145] 4f ⁷ 6s ² ПРОМЕТІЙ	75	Sm 150,36 4f ⁶ 6s ² САМАРІЙ	76	Eu 151,96 4f ⁷ 6s ² ЄВРОПІЙ	77	Gd 157,25 4f ⁷ 6s ² ГАДОЛІНІЙ	78	Tb 158,93 4f ⁹ 6s ² ТЕБІЙ	79	Dy 162,50 4f ¹⁰ 6s ² ДИСПРОЗІЙ	80	Ho 164,93 4f ¹¹ 6s ² ГОЛЬМІЙ	81	Er 167,26 4f ¹² 6s ² ЕРБІЙ	82	Tm 168,93 4f ¹³ 6s ² ТЕЛУРІЙ	83	Yb 173,04 4f ¹⁴ 6s ² ІТЕРБІЙ	84	Lu 174,97 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² ЛУТЕЦІЙ	85	Ce 140,12 4f ⁵ 6s ² ЦЕЗІЙ	86	Pr 140,91 4f ⁶ 6s ² ПРАЗЕОДИМ	87	Nd 144,24 4f ⁷ 6s ² НЕОДИМ	88	Pm [145] 4f ⁷ 6s ² ПРОМЕТІЙ	89	Sm 150,36 4f ⁶ 6s ² САМАРІЙ	90	Eu 151,96 4f ⁷ 6s ² ЄВРОПІЙ	91	Gd 157,25 4f ⁷ 6s ² ГАДОЛІНІЙ	92	Tb 158,93 4f ⁹ 6s ² ТЕБІЙ	93	Dy 162,50 4f ¹⁰ 6s ² ДИСПРОЗІЙ	94	Ho 164,93 4f ¹¹ 6s ² ГОЛЬМІЙ	95	Er 167,26 4f ¹² 6s ² ЕРБІЙ	96	Tm 168,93 4f ¹³ 6s ² ТЕЛУРІЙ	97	Yb 173,04 4f ¹⁴ 6s ² ІТЕРБІЙ	98	Lu 174,97 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² ЛУТЕЦІЙ	99	Ce 140,12 4f ⁵ 6s ² ЦЕЗІЙ	100	Pr 140,91 4f ⁶ 6s ² ПРАЗЕОДИМ	101	Nd 144,24 4f ⁷ 6s ² НЕОДИМ	102	Pm [145] 4f ⁷ 6s ² ПРОМЕТІЙ	103	Sm 150,36 4f ⁶ 6s ² САМАРІЙ	104	Eu 151,96 4f ⁷ 6s ² ЄВРОПІЙ	105	Gd 157,25 4f ⁷ 6s ² ГАДОЛІНІЙ	106	Tb 158,93 4f ⁹ 6s ² ТЕБІЙ	107	Dy 162,50 4f ¹⁰ 6s ² ДИСПРОЗІЙ	108	Ho 164,93 4f ¹¹ 6s ² ГОЛЬМІЙ	109	Er 167,26 4f ¹² 6s ² ЕРБІЙ	110	Tm 168,93 4f ¹³ 6s ² ТЕЛУРІЙ	111	Yb 173,04 4f ¹⁴ 6s ² ІТЕРБІЙ	112	Lu 174,97 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² ЛУТЕЦІЙ	113	Ce 140,12 4f ⁵ 6s ² ЦЕЗІЙ	114	Pr 140,91 4f ⁶ 6s ² ПРАЗЕОДИМ	115	Nd 144,24 4f ⁷ 6s ² НЕОДИМ	116	Pm [145] 4f ⁷ 6s ² ПРОМЕТІЙ	117	Sm 150,36 4f ⁶ 6s ² САМАРІЙ	118	Eu 151,96 4f ⁷ 6s ² ЄВРОПІЙ	119	Gd 157,25 4f ⁷ 6s ² ГАДОЛІНІЙ	120	Tb 158,93 4f ⁹ 6s ² ТЕБІЙ	121	Dy 162,50 4f ¹⁰ 6s ² ДИСПРОЗІЙ	122	Ho 164,93 4f ¹¹ 6s ² ГОЛЬМІЙ	123	Er 167,26 4f ¹² 6s ² ЕРБІЙ	124	Tm 168,93 4f ¹³ 6s ² ТЕЛУРІЙ	125	Yb 173,04 4f ¹⁴ 6s ² ІТЕРБІЙ	126	Lu 174,97 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² ЛУТЕЦІЙ	127	Ce 140,12 4f ⁵ 6s ² ЦЕЗІЙ	128	Pr 140,91 4f ⁶ 6s ² ПРАЗЕОДИМ	129	Nd 144,24 4f ⁷ 6s ² НЕОДИМ	130	Pm [145] 4f ⁷ 6s ² ПРОМЕТІЙ	131	Sm 150,36 4f ⁶ 6s ² САМАРІЙ	132	Eu 151,96 4f ⁷ 6s ² ЄВРОПІЙ	133	Gd 157,25 4f ⁷ 6s ² ГАДОЛІНІЙ	134	Tb 158,93 4f ⁹ 6s ² ТЕБІЙ	135	Dy 162,50 4f ¹⁰ 6s ² ДИСПРОЗІЙ	136	Ho 164,93 4f ¹¹ 6s ² ГОЛЬМІЙ	137	Er 167,26 4f ¹² 6s ² ЕРБІЙ	138	Tm 168,93 4f ¹³ 6s ² ТЕЛУРІЙ	139	Yb 173,04 4f ¹⁴ 6s ² ІТЕРБІЙ	140	Lu 174,97 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² ЛУТЕЦІЙ	141	Ce 140,12 4f ⁵ 6s ² ЦЕЗІЙ	142	Pr 140,91 4f ⁶ 6s ² ПРАЗЕОДИМ	143	Nd 144,24 4f ⁷ 6s ² НЕОДИМ	144	Pm [145] 4f ⁷ 6s ² ПРОМЕТІЙ	145	Sm 150,36 4f ⁶ 6s ² САМАРІЙ	146	Eu 151,96 4f ⁷ 6s ² ЄВРОПІЙ	147	Gd 157,25 4f ⁷ 6s ² ГАДОЛІНІЙ	148	Tb 158,93 4f ⁹ 6s ² ТЕБІЙ	149	Dy 162,50 4f ¹⁰ 6s ² ДИСПРОЗІЙ	150	Ho 164,93 4f ¹¹ 6s ² ГОЛЬМІЙ	151	Er 167,26 4f ¹² 6s ² ЕРБІЙ	152	Tm 168,93 4f ¹³ 6s ² ТЕЛУРІЙ	153	Yb 173,04 4f ¹⁴ 6s ² ІТЕРБІЙ	154	Lu 174,97 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² ЛУТЕЦІЙ	155	Ce 140,12 4f ⁵ 6s ² ЦЕЗІЙ	156	Pr 140,91 4f ⁶ 6s ² ПРАЗЕОДИМ	157	Nd 144,24 4f ⁷ 6s ² НЕОДИМ	158	Pm [145] 4f ⁷ 6s ² ПРОМЕТІЙ	159	Sm 150,36 4f ⁶ 6s ² САМАРІЙ	160	Eu 151,96 4f ⁷ 6s ² ЄВРОПІЙ	161	Gd 157,25 4f ⁷ 6s ² ГАДОЛІНІЙ	162	Tb 158,93 4f ⁹ 6s ² ТЕБІЙ	163	Dy 162,50 4f ¹⁰ 6s ² ДИСПРОЗІЙ	164	Ho 164,93 4f ¹¹ 6s ² ГОЛЬМІЙ	165	Er 167,26 4f ¹² 6s ² ЕРБІЙ	166	Tm 168,93 4f ¹³ 6s ² ТЕЛУРІЙ	167	Yb 173,04 4f ¹⁴ 6s ² ІТЕРБІЙ	168	Lu 174,97 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² ЛУТЕЦІЙ	169	Ce 140,12 4f ⁵ 6s ² ЦЕЗІЙ	170	Pr 140,91 4f ⁶ 6s ² ПРАЗЕОДИМ	171	Nd 144,24 4f ⁷ 6s ² НЕОДИМ	172	Pm [145] 4f ⁷ 6s ² ПРОМЕТІЙ	173	Sm 150,36 4f ⁶ 6s ² САМАРІЙ	174	Eu 151,96 4f ⁷ 6s ² ЄВРОПІЙ	175	Gd 157,25 4f ⁷ 6s ² ГАДОЛІНІЙ	176	Tb 158,93 4f ⁹ 6s ² ТЕБІЙ	177	Dy 162,50 4f ¹⁰ 6s ² ДИСПРОЗІЙ	178	Ho 164,93 4f ¹¹ 6s ² ГОЛЬМІЙ	179	Er 167,26 4f ¹² 6s ² ЕРБІЙ	180	Tm 168,93 4f ¹³ 6s ² ТЕЛУРІЙ	181	Yb 173,04 4f ¹⁴ 6s ² ІТЕРБІЙ	182	Lu 174,97 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² ЛУТЕЦІЙ	183	Ce 140,12 4f ⁵ 6s ² ЦЕЗІЙ	184	Pr 140,91 4f ⁶ 6s ² ПРАЗЕОДИМ	185	Nd 144,24 4f ⁷ 6s ² НЕОДИМ	186	Pm [145] 4f ⁷ 6s ² ПРОМЕТІЙ	187	Sm 150,36 4f ⁶ 6s ² САМАРІЙ	188	Eu 151,96 4f ⁷ 6s ² ЄВРОПІЙ	189	Gd 157,25 4f ⁷ 6s ² ГАДОЛІНІЙ	190	Tb 158,93 4f ⁹ 6s ² ТЕБІЙ	191	Dy 162,50 4f ¹⁰ 6s ² ДИСПРОЗІЙ	192	Ho 164,93 4f ¹¹ 6s ² ГОЛЬМІЙ	193	Er 167,26 4f ¹² 6s ² ЕРБІЙ	194	Tm 168,93 4f ¹³ 6s ² ТЕЛУРІЙ	195	Yb 173,04 4f ¹⁴ 6s ² ІТЕРБІЙ	196	Lu 174,97 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² ЛУТЕЦІЙ	197	Ce 140,12 4f ⁵ 6s ² ЦЕЗІЙ	198	Pr 140,91 4f ⁶ 6s ² ПРАЗЕОДИМ	199	Nd 144,24 4f ⁷ 6s ² НЕОДИМ	200	Pm [145] 4f ⁷ 6s ² ПРОМЕТІЙ	201	Sm 150,36 4f ⁶ 6s ² САМАРІЙ	202	Eu 151,96 4f ⁷ 6s ² ЄВРОПІЙ	203	Gd 157,25 4f ⁷ 6s ² ГАДОЛІНІЙ	204	Tb 158,93 4f ⁹ 6s ² ТЕБІЙ	205	Dy 162,50 4f ¹⁰ 6s ² ДИСПРОЗІЙ	206	Ho 164,93 4f ¹¹ 6s ² ГОЛЬМІЙ	207	Er 167,26 4f ¹² 6s ² ЕРБІЙ	208	Tm 168,93 4f ¹³ 6s ² ТЕЛУРІЙ	209	Yb 173,04 4f ¹⁴ 6s ² ІТЕРБІЙ	210	Lu 174,97 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² ЛУТЕЦІЙ	211	Ce 140,12 4f ⁵ 6s ² ЦЕЗІЙ	212	Pr 140,91 4f ⁶ 6s ² ПРАЗЕОДИМ	213	Nd 144,24 4f ⁷ 6s ² НЕОДИМ	214	Pm [145] 4f ⁷ 6s ² ПРОМЕТІЙ	215	Sm 150,36 4f ⁶ 6s ² САМАРІЙ	216	Eu 151,96 4f ⁷ 6s ² ЄВРОПІЙ	217	Gd 157,25 4f ⁷ 6s ² ГАДОЛІНІЙ	218	Tb 158,93 4f ⁹ 6s ²

складу (закон Пруста). Згідно з цим законом, будь-яка речовина незалежно від способу та місця її одержання має сталий якісний і кількісний склад. Речовини, що мають кристалічну структуру, часто не підкоряються закону сталості складу. **Якісний та кількісний склад молекули** речовини відбиває **хімічна формула**. Кількість атомів кожного хімічного елементу в молекулі вказується за допомогою нижнього **індексу**. Наприклад, речовина кисень має формулу O_2 , тому що його молекула складається з двох атомів елементу Оксигену. Кількість молекул або одиниць кількості речовини (моль) показують за допомогою **коефіцієнта** перед формулою ($10O_2$ означає десять молекул речовини кисню, які сумарно містять 20 атомів елементу Оксигену). Коефіцієнт 1 не пишеться. Склад молекули води відбиває формула H_2O , яка показує, що одна молекула води складається з двох атомів Гідрогену та одного атома Оксигену. П'ять молекул води $5H_2O$ містять сумарно 10 атомів Гідрогену та 5 атомів Оксигену.

Кристали складаються з великої кількості **структурних одиниць** – атомів, молекул або іонів (заряджених частинок з позитивним та негативним зарядом). Кристали мають змінний склад, тому хімічну формулу речовини, яка має кристалічну структуру, записують у вигляді формули структурної одиниці. Якщо кристал складається з атомів (атомний кристал), то показують тільки символ елементу, який утворює цю речовину (Al, C, Si та ін.). Якщо кристал складається з молекул (молекулярний кристал), показують формулу однієї молекули речовини (I_2 , H_2O). Для іонних кристалів показують формулу умовної (електрично нейтральної) молекули речовини (NaCl).

Речовини також поділяються на прості та складні.

Прості речовини – це речовини, які утворені атомами одного елемента. У простих речовинах атоми одного елемента зв'язані один з одним хімічними зв'язками.

Назви простих речовин пишуться з маленької літери. У більшості випадків ці назви збігаються з назвами хімічних елементів. Але є прості речовини, які відомі людству з тих часів, коли хімія ще не була наукою, і світове хімічне співтовариство ще не сформувалося. Елементи, які утворюють ці речовини, мають і другу назву, різними мовами різну. Традиційні українські назви елементів за новою номенклатурою допускаються, але не

рекомендуються, однак їх залишили для назв простих речовин, утворених цими елементами. У таблиці 1.1 наведено назви простих речовин, які відрізняються від латинських назв елементів. Для цих елементів наведено також українські назви за ДСТУ 2439-94. Для деяких елементів у таблиці наводяться декілька назв простих речовин, з яких першою вказана більш поширена.

Таблиця 1.1

Елементи, у яких відрізняються назви елементів і простих речовин або вимова символів

Символ елемента	Порядковий номер елемента	Назва Простої речовини	Українська назва елемента	Вимова у формулах
H	1	водень	<u>Гідроген</u>	аш
C	6	вуглець, графіт, алмаз, карбін, фулерен	<u>Карбон</u>	це
N	7	азот	<u>Нітроген</u>	ен
F	9	фтор, флуор	<u>Флуор</u>	фтор, флуор
O	8	кисень, озон	<u>Оксиген</u>	о
P	15	фосфор	<u>Фосфор</u>	пе
S	16	сірка	<u>Сульфур</u>	ес
Fe	26	залізо	<u>Ферум</u>	ферум
Cu	29	мідь	<u>Купрум</u>	купрум
Ag	47	срібло	<u>Аргентум</u>	аргентум
Sn	50	олово, цина	<u>Станум</u>	станум
Au	79	золото	<u>Аурум</u>	аурум
Hg	80	ртуть, живе срібло	<u>Меркурій</u>	гідраргірум
Pb	82	свинець, оливо	<u>Плюмбум</u>	плюмбум

Корені латинських назв елементів (у табл. 1.1 вони підкреслені) за визначеними правилами використовуються в назвах сполук (складних ре-

човин), утворених цими елементами. У Карбону використовується як повний, так і усічений корінь назви усічений корінь у таблиці 1.1 підкреслений двічі). Іноді заради милозвучності в назвах сполук роблять чергування приголосних у коренях (наприклад, силіцид і силікат).

При читанні формул різних речовин у більшості випадків вимовляється повна українська назва елемента, але не завжди. Тому в таблиці 1.1 також наведено елементи, вимова яких при читанні формул відрізняється від повної назви.

Хоча назва простої речовини часто збігається з назвою елемента, з атомів якого вона складається, однак **не можна плутати елементи й прості речовини** – ці поняття мають різний зміст.

Молекули **простих газів** можуть бути **одноатомними** (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), **двоатомними** (водень H₂, кисень O₂, азот N₂, хлор Cl₂, флуор F₂), **триатомними** (озон O₃).

Проста рідка речовина бром має формулу Br₂.

Проста кристалічна речовина йод має формулу I₂, тобто має молекулярну кристалічну структуру.

Всі інші прості речовини мають атомну кристалічну структуру, в якій можуть бути реалізовані різні види хімічних зв'язків.

Здатність хімічного елемента утворювати декілька простих речовин з різними властивостями називається **алотропією**. Прості речовини кисень та озон – це **алотропні видозміни** елемента Оксигену. Алотропія в цьому випадку обумовлена утворенням молекул з різною кількістю атомів. Існування кристалічних алотропних видозмін обумовлено їх різною кристалічною структурою. На рис. 1.2 видно різну будову кристалічних ґрат простих речовин алмазу, графіту та фулерену, утворених елементом Карбоном. Кульки на рисунку символізують атоми Карбону, а риски – хімічні зв'язки між ними. Проста речовина карбін – це також алотропна видозміна елемента Карбону (див. табл. 1.1). Карбін побудований з довгих лінійних молекул, які можуть мати одну з двох наведених нижче структур:



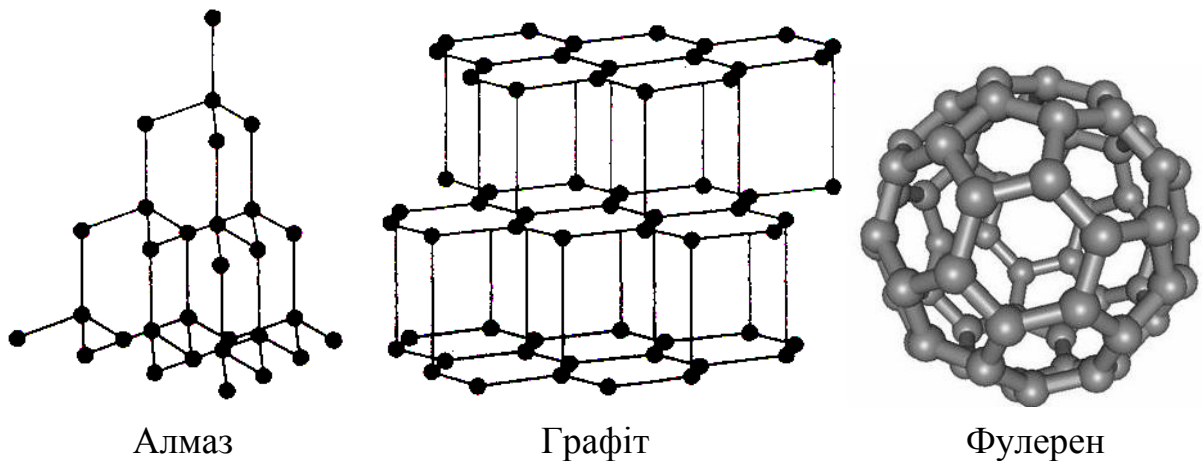


Рис. 1.2. Будова кристалічних ґрат алмазу, графіту та фулерену.

Фулерени складаються зі сферичних молекул, які містять 60 або 70 атомів Карбону. Сфера “зшита” з п’ятикутників та шестикутників.

У залежності від характеру зв’язку в молекулах і кристалах простих речовин їх поділяють на **метали** та **неметали**. Зверніть увагу на те, що метали й неметали – це прості речовини, а не елементи. Однак для стислості замість слів «елемент, що утворює просту речовину метал або неметал» кажуть «елемент метал» або «елемент неметал». Можна говорити також про металічні та неметалічні властивості елементів. Яку просту речовину – метал чи неметал – утворює даний елемент, можна визначити за його положенням в Періодичній системі елементів.

Структура Періодичної системи елементів визначається будовою атомів елементів і докладно розглядається під час вивчення теми “Будова атома та періодичний закон”. Тут ми розглянемо структуру Періодичної системи коротко та формально.

Періодична система містить **сім періодів**. Номер періоду позначений арабською цифрою. Перші три періоди, які складаються з одного **горизонтального** ряду (рис. 1.1), називають **малими**. Інші періоди, які складаються з двох рядів, називають **великими**. У шостому періоді елементи, які повинні знаходитися в одній клітинці з Лантаном, розташовані в окремому додатковому ряді під основною таблицею. Їх називають **лантаноїдами**. У сьомому періоді в окремий ряд винесено **актиноїди** – елементи, які повинні знаходитися в одній клітинці з Актинієм. **Вертикальні** стовпці Періодичної

системи називають **групами**. Номер групи позначено римською цифрою. Кожна група поділяється на дві **підгрупи** – **головну** (А групу) і **побічну** (Б групу). Елементи однієї підгрупи розташовані один під одним **строго вертикально**. Одна підгрупа розташована в лівій частині стовпця групи, а друга – у правій. **Головна підгрупа починається елементом першого або другого періоду, а побічна – елементом четвертого періоду**. Тому головні підгрупи в основній таблиці (без урахування лантаноїдів та актиноїдів) містять більше елементів, ніж побічні підгрупи тих самих груп. Усі лантаноїди й актиноїди відносяться до елементів побічних підгруп.

Дуже зручно працювати з розфарбованими періодичними системами, в яких елементи головних підгруп (А груп) виділено червоним і жовтим кольором, а елементи побічних підгруп (Б груп) в основній таблиці – синім. Лантаноїди та актиноїди легко розпізнати незалежно від того, яким кольором вони виділені.

Вміння з одного погляду на Періодичну систему визначати, до якої підгрупи належить той чи інший елемент, є дуже важливим для подальшого розуміння хімічних властивостей речовин. Спробуємо визначити, до яких підгруп належать деякі елементи.

Наприклад, **Кадмій** (Cd) знаходиться в II групі Періодичної системи. Рухаючись вертикально вгору, визначаємо, що першим елементом його підгрупи є Цинк (Zn) – елемент четвертого періоду. Виходить, Кадмій – елемент побічної підгрупи. До цієї ж підгрупи (II Б групи) відноситься Меркурій (Hg). У підгрупі всього три елементи. У головній же підгрупі цієї групи (II А групи) знаходиться шість елементів (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra).

Елемент **Телур** (Te) знаходиться в тій підгрупі VI групи, що починається Оксигеном (O) – елементом другого періоду. Виходить, Телур – елемент головної підгрупи, належить до VI А групи. До цієї підгрупи, крім Телуру, належать також Оксиген (O), Сульфур (S), Селен (Se), Полоній (Po), всього п'ять елементів. У VI Б групі, побічній підгрупі VI групи, знаходяться чотири елементи – Cr, Mo, W, Sg.

Завдання 1.1 Визначити, до яких груп і підгруп належать елементи Si, Re, Tc, S, Bi, Cu, Au, La, Tb, U, Pb, Hf, Br. Записати назви цих елементів, їх порядкові номери та назви простих речовин.

Якщо ви навчилися впевнено визначати, до якої групи та підгрупи належить той чи інший елемент, прийшов час навчитися визначати, яку просту речовину утворює елемент – метал чи неметал.

Твердо запам'ятаємо, що **всі** елементи **побічних підгруп** утворюють прості речовини **метали**. Серед елементів **головних підгруп** половина утворює метали, а половина – неметали. Межею між металами та неметалами **в головних підгрупах** є **діагональ, яка проведена від Бору до Астату таким чином, щоб і Бор, і Астат знаходилися праворуч від неї** (рис. 1.3). **Ліворуч** від цієї границі розташовані елементи, які утворюють **метали**, а **праворуч** – **неметали**. Елемент **Гідроген** утворює просту речовину **неметал**. Таким чином, перш, ніж визначати, утворює даний елемент метал або неметал, необхідно визначити, до головної чи побічної підгрупи він належить. Зверніть увагу на те, що в природі металів набагато більше, ніж неметалів. Крім того, на рис. 1.3 видно, що **в періодах зліва направо** у горизонтальному напрямку металічні властивості елементів зменшуються, а неметалічні зростають. **У групах зверху вниз** металічні властивості елементів зростають, а неметалічні зменшуються.

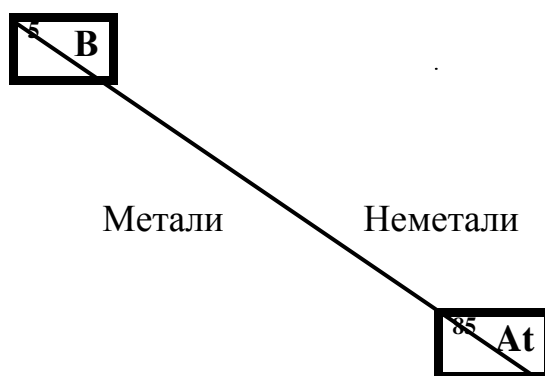


Рис. 1.2. Межа між елементами головних підгруп, які утворюють метали та неметали

Наприклад, елемент **Арсен** (As) знаходиться в головній підгрупі V групи, оскільки його підгрупа починається елементом другого періоду Нітрогеном. Арсен знаходиться праворуч від діагоналі, проведеної від Бору до Астату. Він утворює просту речовину **неметал**.

Елемент **Індій** (In) знаходиться в головній підгрупі III групи (підгрупа починається елементом другого періоду Бором) і розташований у Періодичній системі ліворуч від діагоналі, проведеної від Бору до Астату. Він утворює просту речовину **метал**.

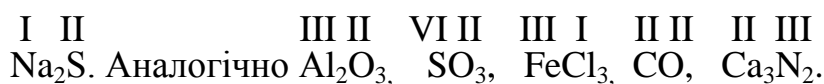
Елемент **Молібден** (Mo) належить до побічної підгрупи VI групи (підгрупа починається елементом четвертого періоду Хромом). Він утворює просту речовину **метал**.

Завдання 1.2. Визначити, які прості речовини, метали чи неметали, утворюють елементи Bi, Ti, Se, Br, Sn, Hg, Mg, F, U, W, Ga, Zr, Os, V, At, Fe, Au. Записати назви цих елементів, їхні порядкові номери та назви простих речовин.

Складні речовини можуть складатися з атомів лише двох елементів, а можуть бути дуже складними. Тільки складні речовини називають **хімічними сполуками**. Насамперед, необхідно навчитися складати формули найбільш простих за складом речовин, тобто **бінарних сполук** – речовин, що складаються з атомів двох елементів. **Формули бінарних сполук** складаються **на підставі валентностей** елементів, що входять до їх складу.

Валентність можна розглядати як кількість хімічних зв'язків, які даний елемент утворює в даній речовині. Переважна більшість елементів виявляє змінну валентність, тобто різну в різних сполуках. Можливі валентності елементів визначаються електронною будовою їхніх атомів. Будемо позначати валентність римською цифрою над символом відповідного елемента. **У правильно складеній формулі бінарної сполуки добуток валентності на індекс для обох елементів є однаковим.**

Наприклад, у сполуці одновалентного Натрію з двовалентним Сульфуром ця умова дотримується, якщо молекула містить 2 атоми Натрію й один атом Сульфуру:

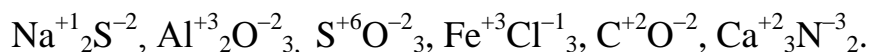


Зверніть увагу: якщо немає спеціальних указівок, то індекси в формулі мають бути мінімально можливими, тобто, якщо валентність одного елемента не ділиться на валентність другого, то індекс одного елемента дорівнює валентності другого, а якщо валентність одного елемента ділиться

ся на валентність другого, потрібно виконати це ділення і тільки після цього визначати індекси в формулі. В молекулі SO_3 валентності Оксигену та Сульфуру парні, тобто діляться на 2. Ділимо валентність Сульфуру на валентність Оксигену: $6 : 2 = 3 : 1$. Сульфур одержує індекс 1, а Оксиген – індекс 3. Індекси, які дорівнюють 1, не пишуться. Якщо валентності обох елементів є однаковими, то обидва елементи мають індекс 1 (CO).

Пам'ятаючи умову правильності складання формул, можна, знаючи валентність одного елементу в бінарній сполуці, визначити валентність другого елементу. Наприклад, відомо, що в сполуці P_2O_5 валентність Оксигену дорівнює двом. Множимо її на індекс: $2 \times 5 = 10$. Ділимо добуток на індекс фосфору: $10 : 2 = 5$. Валентність Фосфору в сполуці дорівнює п'яти.

У кожній бінарній сполуці один елемент більшою мірою притягує до себе спільні електрони хімічного зв'язку (має більшу **електронегативність**), ніж другий. У результаті він здобуває деякий негативний заряд, а заряд другого елементу стає позитивним. Цей заряд може бути дрібним (якщо зв'язок ковалентний) або цілим (якщо зв'язок іонний). Але **умовно** всі заряди вважають цілими. Такий умовний заряд називається **ступенем окиснення**. Щоб показати, що він умовний, знак заряду пишуть перед цифрою, яка показує величину заряду. У формулі бінарної сполуки ліворуч зазвичай записують елемент, який має позитивний ступінь окиснення, а праворуч – елемент, який має негативний ступінь окиснення. Якщо у бінарній сполуці два атоми одного елементу не зв'язані один з одним, то абсолютна величина ступеня окиснення дорівнює валентності відповідного елементу. Оскільки **всі молекули речовин є електрично нейтральними**, індекси елементів мають бути такими, **щоб алгебраїчна сума ступенів окиснення дорівнювала нулю**. Розглянемо складання формул бінарних сполук, виходячи зі ступенів окиснення елементів.



У сполуці Na_2S одновалентний атом Натрію має ступінь окиснення (+1), а двовалентний атом Сульфуру – ступінь окиснення (–2). Кількість плюсів дорівнюватиме кількості мінусів (алгебраїчна сума ступенів окиснення дорівнюватиме нулю), якщо індекс при атомі Натрію дорівнюватиме 2, а при атомі Сульфуру – одиниці. Формулу Al_2O_3 можна отримати, знаходячи най-

менше спільне кратне для чисел 2 і 3. Це 6. Ділимо його на абсолютну величину ступенів окиснення елементів: $6:3=2$ (індекс для Al), $6:2=3$ (індекс для O). Для перевірки електронейтральності множимо індекс на ступінь окиснення: $2 \times (+3) = +6$; $3 \times (-2) = -6$. Кількість плюсів дорівнює кількості мінусів, тобто формула є правильною. В молекулі SO_3 найменшим спільним кратним для чисел 6 і 2 є 6. Знаходимо індекси: $6:6=1$ (для S), $6:2=3$ (для O). Такі індекси забезпечують рівність кількості плюсів і мінусів у молекулі. Аналогічно можна діяти в інших випадках.

Назва бінарної сполуки складається з двох слів. **Перше слово** – це назва елемента з позитивним ступенем окиснення в називному відмінку. Якщо цей елемент виявляє змінну валентність, у дужках римськими цифрами без пробілу після назви елемента вказується його валентність у даній сполуці. **Друге слово** складається з кореня назви елемента з негативним ступенем окиснення з додаванням суфікса **-ид** або **-ід** згідно з правилами українського правопису.

Наприклад, сполука Na_2S називається натрій сульфід, FeCl_3 – ферум(III) хлорид (валентність у дужках читається “три”), Ca_3N_2 – кальцій нітрид, SO_3 – сульфур(VI) оксид. Зверніть увагу на те, що в назвах хімічних сполук назва елемента пишеться з маленької літери. Формули деяких сполук традиційно прийнято записувати, починаючи з елемента з негативним ступенем окиснення (аміак NH_3 , фосфін PH_3 , арсин AsH_3 , метан CH_4). За сучасними правилами їх слід записувати H_3N , H_3P , H_3As , H_4C і називати відповідно гідроген нітрид, гідроген фосфід, гідроген арсенід, гідроген карбід або, за допомогою префікса вказуючи кількість атомів Гідрогену в молекулі, тригідроген нітрид, тетрагідроген карбід.

Завдання 1.3. а). Визначити формули й назви бінарних сполук, що складаються з таких елементів (першим у парі є елемент з позитивним ступенем окиснення): Fe(III) і S(II); Ba(II) і H(I); Mg(II) і Si(IV); Ca(II) і F(I); Mn(VII) і O(II). Визначити ступені окиснення елементів та довести електронейтральність отриманих сполук. б). Визначити валентність другого елемента в бінарних сполуках, якщо валентність Оксигену дорівнює двом: Nb_2O_5 , SnO , K_2O , Cr_2O_3 , CO_2 , Cl_2O_7 , WO_3 .

Необхідно навчитися розрізняти фізичні й хімічні явища. Під час **фізичних явищ** відбувається зміна агрегатного стану або форми речовини, але її **склад залишається незмінним**. Наприклад, танення льоду, кипіння води, кристалізація розплавленого металу або розчиненої речовини з розчину, витягування дроту з металу відносяться до фізичних явищ. **Хімічні явища** супроводжуються **зміною складу речовин**. Перетворення одних речовин на інші називають ще **хімічною реакцією**. Під час перебігу хімічних реакцій неухильно дотримується **закон збереження маси речовин**: маса речовин до реакції дорівнює масі речовин після закінчення реакції. Справа в тому, що атоми не виникають з нічого й нікуди не зникають, тому, скільки атомів кожного елемента містилося у вихідних речовинах, стільки ж їх міститиметься в продуктах реакції. Під час хімічної реакції відбувається розрив хімічних зв'язків між атомами у вихідних речовинах, а потім утворюються нові зв'язки і, відповідно, нові речовини. З урахуванням закону збереження маси речовин складаються **рівняння хімічних реакцій** – за допомогою коефіцієнтів перед молекулами речовин зрівнюють кількість атомів кожного елемента в лівій і правій частині рівняння реакції.

Прості речовини вступають тільки в окисно-відновні реакції. Загальні хімічні властивості сполук залежать від того, до якого класу сполук вони належать.

Основні класи неорганічних сполук

оксиди	гідроксиди металів	кислоти	солі	інші
основні, кислотні, амфотерні, несолетворні	основи, амфотерні гідроксиди	безоксигенові, оксигеновмісні	середні, основні, кислі, подвійні, змішані, комплексні	гідриди, нітриди тощо

Далі будемо розглядати властивості речовин, дотримуючись такої класифікації.

2. ОКСИДИ

Оксидами називають бінарні сполуки елементів з Оксигеном, в яких Оксиген виявляє ступінь окиснення (-2). Якщо ступінь окиснення Оксигену в бінарній сполуці інший, сполука не є оксидом. Наприклад, у сполуці H_2O_2 ступінь окиснення Оксигену дорівнює (-1) при валентності 2, оскільки 2 атоми Оксигену зв'язані один з одним ($\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$). Ця сполука називається гідроген пероксидом. В сполуці OF_2 Оксиген має ступінь окиснення (+2), і ця сполука називається оксиген(II) флуоридом.

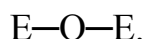
Назви оксидів утворюють так, як і назви всіх інших бінарних сполук. Наприклад, Cr_2O_3 – хром(III) оксид, BaO – барій оксид, Cl_2O_7 – хлор(VII) оксид. Оксиди з загальною формулою EO , **якщо елемент виявляє змінну валентність**, називають ще монооксидами (CO – карбон монооксид або карбон(II) оксид), EO_2 – діоксидами (CO_2 – карбон діоксид або карбон(IV) оксид), EO_3 – триоксидами (SO_3 – сульфур триоксид або сульфур(VI) оксид).

Запам'ятаємо, що **Оксиген** практично у всіх своїх сполуках є **двовалентним**, тобто кожен його атом утворює два хімічні зв'язки. Якщо ці два зв'язки утворені з двома різними атомами (навіть одного елементу), то графічно це показують так: $-\text{O}-$. Якщо обидва зв'язки утворені з одним атомом, то графічно це виглядає так: $=\text{O}$.

Графічні зображення речовин дозволяють показати, в якому порядку і скількома зв'язками атоми з'єднуються один з одним. Кількість рисок, що символізують хімічні зв'язки, у кожного атома повинна дорівнювати його валентності. Риска між двома атомами означає одну одиницю валентності для кожного з них. Графічні зображення речовин часто називають структурними формулами, але це не зовсім коректно, оскільки графічні зображення сполук не відображують їхню просторову структуру, тобто не відбивають кутів між хімічними зв'язками.

Розглянемо графічні зображення всіх можливих видів оксидів. Елемент, що утворює оксид, будемо позначати буквою E. Це може бути будь-який елемент, що виявляє відповідну валентність, крім Нітрогену в оксидах N_2O , N_2O_3 та Hg в оксиді Hg_2O .

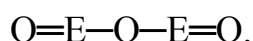
Якщо валентність елементу дорівнює 1, то формула оксиду E_2O .
Графічне зображення



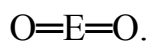
Якщо валентність елементу дорівнює 2, то формула оксиду EO . Графічне зображення



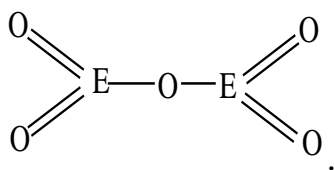
Якщо валентність елементу дорівнює 3, то формула оксиду E_2O_3 .
Графічне зображення



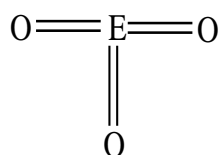
Якщо валентність елементу дорівнює 4, то формула оксиду EO_2 .
Графічне зображення



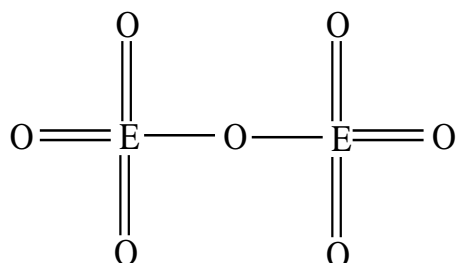
Якщо валентність елементу дорівнює 5, то формула оксиду E_2O_5 .
Графічне зображення



Якщо валентність елементу дорівнює 6, то формула оксиду EO_3 .
Графічне зображення



Якщо валентність елементу дорівнює 7, то формула оксиду E_2O_7 .
Графічне зображення



Зверніть увагу на те, що в оксидах елементів з непарною валентністю два атоми елементу зв'язані не один з одним, а кожний з них з Оксигеном.

Але в оксидах N_2O , N_2O_3 та Hg_2O по 2 атоми відповідно Нітрогену й Меркурію зв'язані безпосередньо один з одним.

Таким чином, щоб одержати формулу оксиду конкретного елемента з відомою валентністю, а також зобразити його графічно, достатньо у загальній формулі оксиду та у його графічному зображенні замінити умовний символ E на символ цього елемента. Наприклад, Na_2O , BaO , Al_2O_3 , CO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 .

2.1. Характер оксидів

При вивченні хімічних властивостей оксидів дуже важливо навчитися правильно визначати їхній характер. Розрізняють **солетворні (основні, кислотні, амфотерні)** та **несолетворні** оксиди. Основні й кислотні оксиди є протилежними за своїм характером. **Амфотерність** означає подвійність. Амфотерні оксиди можуть виявляти як основні, так і кислотні властивості в залежності від того, з чим вони реагують. До несолетворних оксидів відносяться CO , SiO , NO_2 , NO , N_2O . На рис. 2.1 представлено схему, яка дозволяє швидко визначити характер оксиду. Для цього потрібно, починаючи зверху, послідовно відповідати на запропоновані запитання і в залежності від відповідей на них обирати той чи інший шлях. Для металів головних підгруп у цій схемі також зазначено їхні можливі валентності, які позначено літерою В. Користуючись цією схемою, визначимо характер деяких оксидів.

Оксид SO_2 . Відповідаємо на перше питання схеми. Сульфур знаходиться в головній підгрупі VI групи. Рухаємося зверху вниз лівою гілкою схеми, послідовно відповідаючи на запитання. Сульфур є неметалом, оскільки розташований у Періодичній системі праворуч від діагоналі, проведеної від Бору до Астату. На питання «Це CO , SiO , NO_2 , NO , N_2O ?» відповідаємо «ні». SO_2 – **кислотний** оксид.

Оксид Al_2O_3 . Al знаходиться в головній підгрупі. Рухаємося вниз лівою гілкою схеми. Це метал, оскільки розташований ліворуч від діагоналі, проведеної від Бору до Астату. Далі слід визначити номер групи Періодичної системи, в якій він знаходиться. Це III А група. Дивимося стовпець, який відноситься до III А групи. Оксиди металів цієї підгрупи виду

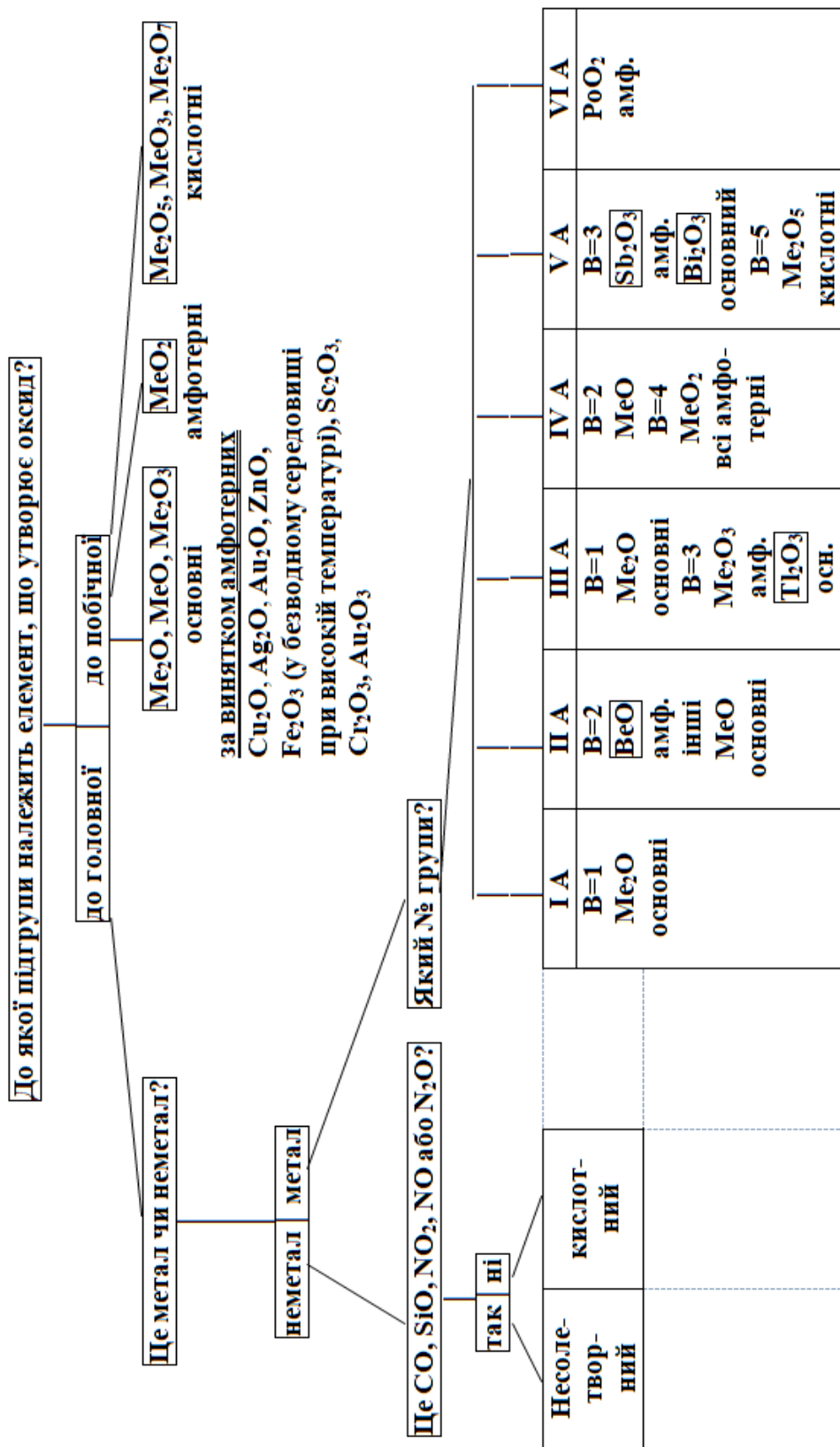


Рис. 2.1.1. Схема визначення характеру оксиду

Me_2O_3 , крім Tl_2O_3 , є амфотерними. Al_2O_3 – **амфотерний** оксид. Відзначимо, що можливими валентностями для металів III A групи є $V = 1$ та $V = 3$.

Оксиди MnO , Mn_2O_7 . Mn належить до побічної підгрупи VII групи. Рухаємося правою гілкою схеми. Оксиди виду MeO , крім ZnO (див. винятки під табличкою, що відноситься до оксидів з формулами Me_2O , MeO , Me_2O_3) є основними. MnO – **основний** оксид. **Оксид Mn_2O_7 є кислотним**, тому що всі оксиди металів побічних підгруп виду Me_2O_7 є кислотними.

Оксид BeO . Be знаходиться в головній підгрупі ліворуч від діагоналі, проведеної від Бору до Астату. Це метал. Знаходиться в II A групі Періодичної системи. Дивимося на стовпець, який відноситься до II A групи. Тут зазначено, що, на відміну від оксидів всіх інших металів цієї підгрупи, BeO є **амфотерним**. Відзначимо, що єдиною можливою валентністю для металів II A групи є валентність $V = 2$.

Оксид Cr_2O_3 . Cr належить до побічної підгрупи VI групи. Рухаємося правою гілкою схеми. Оксиди виду Me_2O_3 , утворені елементами побічних підгруп, у своїй більшості є основними. Але Cr_2O_3 є серед винятків, які розташовані під табличкою, що відноситься до оксидів з формулами Me_2O , MeO , Me_2O_3 . Це означає, що оксид Cr_2O_3 є **амфотерним**.

Оксид N_2O . N знаходиться в головній підгрупі праворуч від діагоналі, проведеної від Бору до Астату. Це неметал. На питання «Це CO , SiO , NO_2 , NO , N_2O ?» відповідаємо «так». N_2O – **несолетворний оксид**.

Завдання 2.1. Визначити характер оксидів Cl_2O , TiO_2 , MgO , Sc_2O_3 , N_2O , WO_3 , V_2O_3 , Cs_2O , SeO_2 , Nb_2O_5 , ZnO , CdO , Tl_2O_3 , FeO , SnO_2 , P_2O_5 , BeO , Sb_2O_3 , Bi_2O_5 , PbO .

Схема на рис. 2.1 дозволяє також виявити деякі закономірності. Зверніть увагу на те, що **в головних підгрупах** можливі валентності металів завжди непарні, якщо номер групи непарний, і завжди парні, якщо номер групи парний. Ця закономірність поширюється й на неметали, хоча у деяких неметалів і спостерігаються відхилення від цього правила. Слід відзначити, що **правило парності й непарності валентностей не поширюється на елементи побічних підгруп**.

На прикладі оксидів металів II A та III A груп добре видно, що при однаковій валентності елементів **зі збільшенням порядкового номера**

.елементу (зверху вниз) основні властивості оксидів зростають, а кислотні зменшуються.

На прикладі оксидів металів побічних підгруп видно, що **зі збільшенням валентності металу основні властивості оксидів зменшуються, а кислотні зростають.** Це характерно також для оксидів металів головних підгруп.

Зверніть увагу й на те, що **оксиди неметалів**, за винятком несоле-творних, є кислотними. Всі **оксиди металів з валентністю, що дорівнює чотирьом**, незалежно від того, знаходяться ці метали в головній чи в побічній підгрупі, є амфотерними, а якщо **валентність металу є більшою за чотири**, оксид завжди є кислотним. Особливо уважними слід бути, якщо валентність металу дорівнює одиниці, двом або трьом, тому що в цьому випадку оксиди можуть бути як основними, так і амфотерними.

2.2. Загальні хімічні властивості оксидів

Загальні хімічні властивості оксидів визначаються їхнім характером. При цьому слід мати на увазі, що несоле-творні оксиди не виявляють спільні властивості, вони вступають тільки в індивідуальні окисно-відновні реакції, амфотерні ж оксиди, можуть бути як основними, так і кислотними. Тому достатньо розглянути загальні хімічні властивості лише основних і кислотних оксидів. Це зручно робити паралельно.

Для полегшення засвоєння хімічних властивостей всіх основних класів неорганічних сполук далі будуть наведені загальні схеми реакцій (в облямівках), а також умови їх перебігу, якщо реакція за наведеною схемою відбувається не завжди.

Уважно прочитайте інформацію в табл. 2.1, яка стосується взаємодії оксидів з водою. Вона буде потрібна при визначенні відношення оксидів до води й складання рівнянь реакцій з використанням алгоритму визначення відношення оксидів до води, який наведено в табл. 2.2.

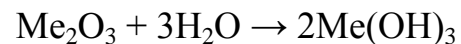
Розглянемо можливість взаємодії оксидів з водою на прикладах, користуючись алгоритмом визначення відношення оксидів до води й виконуючи кожний пункт цього алгоритму (табл. 2.2).

Таблиця 2.1

1. Взаємодія оксидів з водою

Основні оксиди	Кислотні оксиди
Основний оксид + H ₂ O → основа	Кислотний оксид + H ₂ O → кислота
<p>Основа – це основний гідроксид металу із загальною формулою Me(OH)_n, де n – валентність металу.</p> <p>Умова перебігу реакції: <u>основа, що утворюється, має бути розчинною у воді.</u></p> <p>Розчинні основи називаються лугами. Їх зовсім небагато, тому запам'ятаємо, що луги утворюють</p> <p>Me I A групи (лужні метали), яким притаманна V=1 (див. рис. 2.1), загальна формула основ MeOH;</p> <p>Me II A групи, починаючи з Ca й униз (лужноземельні метали), яким притаманна V=2, загальна формула основ Me(OH)₂;</p> <p>у III A групі метали утворюють луги, якщо V=1. Найбільш стійким з цих лугів є ТіОН.</p> <p>Всі інші гідроксиди металів є нерозчинними у воді.</p> <p>В деяких випадках основні оксиди реагують з водою при малій розчинності відповідної основи.</p>	<p>Молекула кислоти складається з одного або декількох атомів Гідрогену та кислотного залишку.</p> <p>Умова перебігу реакції: <u>кислота, що утворюється, має бути розчинною у воді.</u></p> <p>Серед кислот набагато більше розчинних, ніж нерозчинних, тому простіше запам'ятати ті кислотні оксиди, що з водою не реагують, а саме</p> <p>SiO₂, TeO₂, TeO₃, Sb₂O₅, Nb₂O₅, Ta₂O₅, MoO₃, WO₃.</p> <p>Їм відповідають нерозчинні кислоти H₂SiO₃, H₂TeO₃, HSbO₃, H₂MoO₄, H₂WO₄, HNbO₃, HTaO₃.</p> <p>Кислотні оксиди називають також ангідридами кислот.</p> <p>Під час взаємодії кислотного оксиду з водою може утворитися мета- або ортокислота.</p>

Наприклад, La_2O_3 та As_2O_3 вступають у реакцію



Оксид MgO не реагує з водою за звичайних умов, але здатний взаємодіяти з нею при високій температурі, оскільки при підвищенні температури різко зростає розчинність гідроксиду $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Метакислота утворюється, якщо одна молекула кислотного оксиду сполучається з однією молекулою води. Молекула метакислоти містить 1 або 2 атоми Гідрогену.

Ортокислота утворюється, якщо з водою сполучається молекула **метакислоти**. Молекула ортокислоти містить 3 або більше атомів Гідрогену.

Більша частина кислотних оксидів утворює переважно метакислоти, однак для деяких елементів більш характерними є **ортокислоти**. Запам'ятаємо ці елементи: **Бор, Фосфор, Арсен.**

Алгоритм визначення відношення оксидів до води

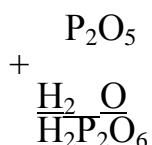
1. Визначити й указати характер оксиду (див. схему на рис. 2.1).		
2. Якщо оксид		
амфотерний	основний	кислотний
Реакція не відбувається	2.1. Перевірити, чи відноситься метал, що утворює оксид, до металів, що утворюють луги.	
	так	ні
	2.2. Записати до рівняння реакції формулу відповідної основи (табл. 2.1). 2.3. Розставити коефіцієнти.	Реакція не відбувається
		2.1. Перевірити, чи є даний оксид у списку оксидів, що не реагують з водою. Якщо є, то реакція не відбувається, якщо немає, то перейти до п. 2.2. 2.2. Визначити формулу мета кислоти, додавши до формули оксиду одну молекулу води. Якщо результат додавання містить тільки парні індекси, їх необхідно скоротити на 2. 2.3. Вирішити, яка кислота утвориться – мета- чи ортокислота. Для цього необхідно подивитися перелік елементів, що утворюють переважно ортокислоти (табл. 2.1). 2.4. Якщо елемент утворює переважно мета кислоти, записати до рівняння реакції формулу мета кислоти (якщо було зроблене скорочення індексів, поставити коефіцієнт 2 перед формулою кислоти). 2.5. Якщо елемент утворює переважно ортокислоти, визначити формулу ортокислоти, додавши до молекули мета кислоти молекулу води. 2.6. Записати до рівняння реакції формулу ортокислоти. 2.7. Розставити коефіцієнти.



1. P_2O_5 – кислотний оксид (див. схему на рис. 2.1). Тому далі виконуємо ті пункти алгоритму, які знаходяться в правому стовпці таблиці.

2.1. До переліку кислотних оксидів, які не реагують з водою (табл. 2.1, правий стовпець), P_2O_5 не входить. Реакція відбувається.

2.2. Визначаємо формулу метакислоти:

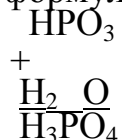


Скорочуємо індекси на 2. Формула метакислоти HPO_3 .

2.3. Фосфор відноситься до елементів, які утворюють переважно ортокислоти.

2.4. Пропускаємо.

2.5. Визначаємо формулу ортокислоти:



2.6. Рівняння реакції



2.7. Оскільки оксид містить 2 атоми P, перед H_3PO_4 поставлено коефіцієнт 2. Атомів H праворуч стало 6. Щоб їх було 6 і ліворуч, перед H_2O поставлено коефіцієнт 3.



1. ZnO – амфотерний оксид (див. схему на рис. 2.1).

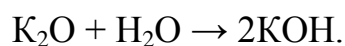
2. Дивимось на лівий стовпець в табл. 2.2. Амфотерні оксиди з водою не реагують, тому стрілку в схемі реакції перекреслено.



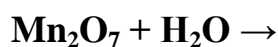
1. K_2O – основний оксид (див. схему на рис. 2.1), тому використовуємо ту частину алгоритму в таблиці 2.2, яка знаходиться в середньому стовпці.

2.1. K – метал I А групи, утворює луг. Реакція відбувається.

2.2. Метали I А групи утворюють основи з загальною формулою $MeOH$. У нашому випадку це буде KOH . Рівняння реакції



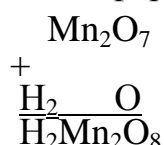
2.3. Щоб зрівняти кількість атомів Калію, перед КОН ставимо коефіцієнт 2. Водночас зрівнялася кількість атомів Гідрогену та Оксигену.



1. Mn_2O_7 – кислотний оксид (див. схему на рис. 2.1). Виконуємо ті пункти алгоритму, які знаходяться в правому стовпці таблиці 2.2.

2.1. До переліку кислотних оксидів, які не реагують з водою (табл. 2.1), Mn_2O_7 не входить. Реакція відбувається.

2.2. Визначаємо формулу метакислоти:



Скорочуємо індекси на 2. Формула метакислоти – HMnO_4 .

2.3. Манган відноситься до елементів, які утворюють переважно метакислоти (табл. 2.1).

2.4. Рівняння реакції $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HMnO}_4$.



1. CuO – основний оксид (див. схему на рис. 2.1). Використовуємо ту частину алгоритму, яка знаходиться в середньому стовпці.

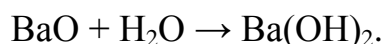
2. Cu – метал I B групи, тому луг не утворює (табл. 2.1). Реакція не відбувається, тому стрілку в схемі реакції перекреслено.



1. BaO – основний оксид (див. схему на рис. 2.1). Використовуємо ту частину алгоритму, яка знаходиться в середньому стовпці.

2.1. Ba – метал II A групи, розташований нижче за Ca . Він утворює луг (табл. 2.1). Реакція відбувається.

2.2. Метали II A групи утворюють основи з загальною формулою $\text{Me}(\text{OH})_2$ (табл. 2.1). У нашому випадку це буде $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Рівняння реакції



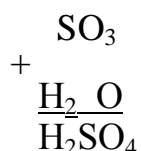
2.3. Кількість атомів всіх елементів однакова. Всі коефіцієнти дорівнюють 1.



1. SO_3 – кислотний оксид (див. схему на рис. 2.1). Виконуємо ті пункти алгоритму, які знаходяться в правому стовпці.

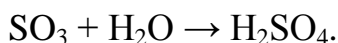
2.1. До переліку кислотних оксидів, які не реагують з водою, SO_3 не входить (табл. 2.1). Реакція відбувається.

2.2. Визначаємо формулу метакислоти:



2.3. S відноситься до елементів, що утворюють переважно метакислоти.

2.4. Рівняння реакції



Кількість атомів всіх елементів однакова. Всі коефіцієнти дорівнюють 1.

Загальні хімічні властивості оксидів (продовження)

Основні оксиди	Кислотні оксиди
2. Взаємодія з кислотними оксидами	2. Взаємодія з основними оксидами

Основний оксид + кислотний оксид → сіль

Алгоритм

складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним

1. Визначити й указати характер оксидів, які повинні взаємодіяти.
2. Вирішити, чи відбуватиметься реакція. При цьому необхідно мати на увазі, що реагують один з одним тільки оксиди, які мають протилежний характер, а **кислотний оксид з кислотним та основний з основним не реагують**. Якщо реакція не відбуватиметься, перекреслити стрілку в схемі реакції. (Примітка: іноді кислотний оксид може реагувати з кислотним, але такі реакції є окисно-відновними й не мають загального характеру). Якщо реакція відбуватиметься, то перейти до п. 3.
3. У формулі солі, що утворюється, записати **метал**, який входить до складу **основного** оксиду й **вказати його позитивний заряд, величина якого**

дорівнює валентності металу в оксиді. Це не умовний, а дійсний заряд, тому спочатку пишеться цифра, що вказує на величину заряду, а потім його знак. Для одиничного заряду цифра 1 не пишеться.

4. Визначити, яку кислоту, мета- чи орто-, утворює **кислотний** оксид. Для цього необхідно подивитися перелік елементів, які утворюють переважно ортокислоти (табл. 2.1).

5. За формулою **кислотного** оксиду визначити формулу відповідної йому кислоти (так само, як ми це робили, складаючи рівняння реакцій кислотних оксидів з водою). Це суто математична дія, й немає значення, чи здатний цей оксид реагувати з водою.

6. У формулі кислоти виділити кислотний залишок і визначити його заряд. Всі кислотні залишки мають негативний заряд, а його абсолютна величина дорівнює кількості атомів Гідрогену в молекулі кислоти.

7. У формулі солі, що утворюється, поруч з металом записати кислотний залишок та **вказати його заряд**.

8. Знаючи заряди металу й кислотного залишку і вважаючи кислотний залишок єдиним цілим, скласти формулу солі аналогічно формулі бінарної сполуки.

9. Розставити коефіцієнти в рівнянні реакції.

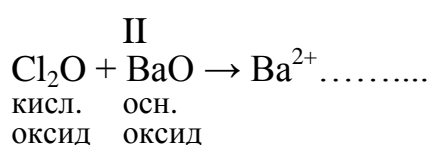
Розглянемо складання рівнянь реакцій оксидів один з одним на прикладах, послідовно виконуючи кожний пункт алгоритму.



1. Визначаємо характер оксидів. Cl_2O – кислотний, а BaO – основний оксид (див. схему на рис. 2.1).

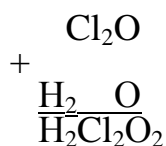
2. Оскільки один оксид основний, а другий кислотний, реакція відбуватиметься.

3. В основному оксиді BaO валентність металу (Ba) дорівнює двом. В правій частині записуємо Ba^{2+} .



4. У кислотному оксиді Cl_2O Cl відноситься до елементів, що утворюють переважно мета кислоти.

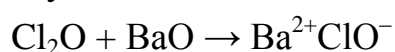
5. Визначаємо формулу мета кислоти:



Скорочуємо індекси на 2. Формула мета кислоти – HClO .

6. Виділяємо кислотний залишок у формулі кислоти: $\text{H}\boxed{\text{ClO}}$. Він з'єднаний з одним атомом Гідрогену, тому заряд кислотного залишку становить $(-)$.

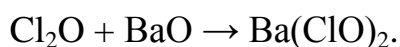
7. Записуємо кислотний залишок поруч з Ba^{2+} у формулі солі:



8. Кількість плюсів і мінусів не однакова, тому це ще не формула солі. Вважаючи кислотний залишок єдиним цілим і беручи його в дужки, складаємо формулу солі, зрівнюючи кількість плюсів і мінусів:



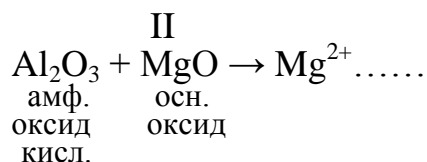
9. Кількість атомів кожного елемента в лівій і правій частині схеми реакції є однаковою. Рівняння реакції



1. Визначаємо характер оксидів. Al_2O_3 – амфотерний, а MgO – основний оксид (див. схему на рис. 2.1).

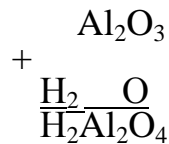
2. Амфотерний оксид у реакції з основним виявляє властивості кислотного оксиду, тому реакція відбуватиметься.

3. В **основному** оксиді MgO валентність металу (Mg) дорівнює двом. В праву частину записуємо Mg^{2+} .



4. У кислотному в цій реакції (амфотерному) оксиді Al_2O_3 Al відноситься до елементів, що утворюють переважно мета кислоти (якщо реакція відбувається при високій температурі).

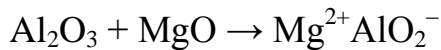
5. Визначаємо формулу мета кислоти:



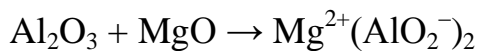
Скорочуємо індекси на 2. Формула метакислоти – HAlO_2 .

6. Виділяємо кислотний залишок у формулі кислоти: $\text{H}[\text{AlO}_2]$. Він з'єднаний з одним атомом Гідрогену, тому його заряд становить (-).

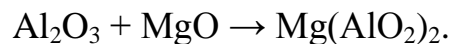
7. Записуємо кислотний залишок у формулу солі:



8. Кількість плюсів і мінусів не однакова, тому це ще не формула солі. Вважаючи кислотний залишок єдиним цілим, складаємо формулу солі:



9. Кількість атомів кожного елемента в лівій і правій частині однакова. Рівняння реакції



1. Визначаємо характер оксидів. Обидва оксиди основні (див. схему на рис. 2.1).

2. Основні оксиди один з одним не реагують. Реакція не відбуватиметься, тому стрілку в схемі реакції перекреслено.



1. Визначаємо характер оксидів. Обидва оксиди кислотні (див. схему на рис. 2.1).

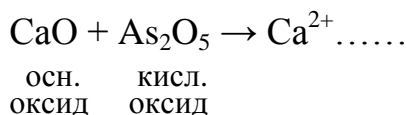
2. Кислотні оксиди один з одним не реагують. Реакція не відбуватиметься, тому стрілку в схемі реакції перекреслено.



1. Визначаємо характер оксидів. CaO – основний, а As_2O_5 – кислотний оксид (див. схему на рис. 2.1).

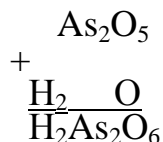
2. Оскільки один оксид основний, а другий кислотний, реакція відбуватиметься.

3. В основному оксиді CaO валентність Ca дорівнює двом. В праву частину записуємо Ca^{2+} .



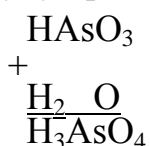
4. У кислотному оксиді As_2O_5 As відноситься до елементів, що утворюють переважно ортокислоти (табл. 2.1).

5. Визначаємо формулу мета­кислоти:



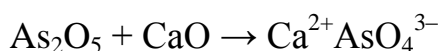
Скорочуємо індекси на 2. Формула мета­кислоти – HAsO_3 .

Визначаємо формулу ортокислоти:

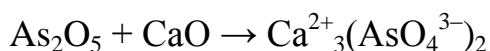


6. Виділяємо кислотний залишок у формулі кислоти: $\text{H}_3\boxed{\text{AsO}_4}$. Він з'єднаний із трьома атомами Гідрогену, тому його заряд дорівнює (3–).

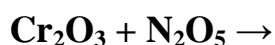
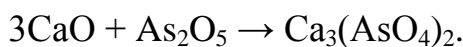
7. Запишемо кислотний залишок у формулу солі:



8. Кількість плюсів і мінусів не однакова, тому це ще не формула солі. Вважаючи кислотний залишок єдиним цілим, складаємо формулу солі:



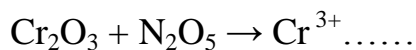
9. Підбирати коефіцієнти починаємо з найскладнішої за складом речовини $\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$. Вона містить 3 атоми Ca, і це дає коефіцієнт 3 перед CaO. Кількість атомів As у солі така ж сама, як і в оксиді (2). Коефіцієнт перед As_2O_5 дорівнює 1. Рівняння реакції



1. Визначаємо характер оксидів. Cr_2O_3 – амфотерний, а N_2O_5 – кислотний оксид (див. схему на рис. 2.1).

2. Амфотерний оксид у реакції з кислотним виявляє властивості основного оксиду, тому реакція відбуватиметься.

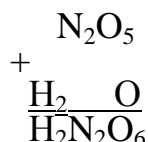
3. В основному (амфотерному) оксиді Cr_2O_3 валентність Cr дорівнює трьом. В праву частину записуємо Cr^{3+} .



амф. кисл.
оксид оксид
осн.

4. У кислотному оксиді N_2O_5 N відноситься до елементів, що утворюють переважно мета кислоти (табл. 2.1).

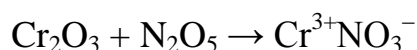
5. Визначаємо формулу мета кислоти:



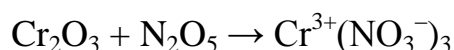
Скорочуємо індекси на 2. Формула мета кислоти – HNO_3 .

6. Виділяємо кислотний залишок у формулі кислоти: $\text{H}\boxed{\text{NO}_3}$. Він з'єднаний з одним атомом Гідрогену, тому його заряд становить (-).

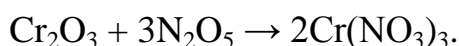
7. Запишемо кислотний залишок у формулу солі:



8. Кількість плюсів і мінусів не однакова, тому це ще не формула солі. Вважаючи кислотний залишок єдиним цілим, складаємо формулу солі:



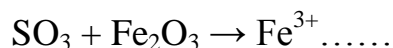
9. Підбирати коефіцієнти починаємо з Cr_2O_3 . Сполука містить 2 атоми Cr, тому коефіцієнт перед $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ дорівнює 2. 2 молекули $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ містять $2 \times 3 = 6$ атомів N. Щоб зрівняти кількість атомів N в обох частинах рівняння, перед N_2O_5 у лівій частині ставимо коефіцієнт 3. Рівняння реакції



1. Визначаємо характер оксидів. SO_3 – кислотний оксид, а Fe_2O_3 – амфотерний при високій температурі оксид (див. схему на рис. 2.1).

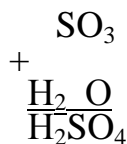
2. Амфотерний оксид у реакції з кислотним виявляє властивості основного оксиду, тому реакція відбуватиметься.

3. В основному (амфотерному) оксиді Fe_2O_3 валентність Fe дорівнює трьом. В праву частину записуємо Fe^{3+} .



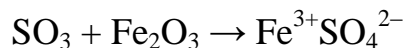
4. У кислотному оксиді SO_3 S відноситься до елементів, що утворюють переважно мета кислоти (табл. 2.1).

5. Визначаємо формулу мета кислоти:

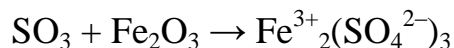


6. Виділяємо кислотний залишок у формулі кислоти: $\text{H}_2\boxed{\text{SO}_4}$. Він з'єднаний з двома атомами Гідрогену, тому його заряд дорівнює (2-).

7. Запишемо кислотний залишок у формулу солі:



8. Вважаючи кислотний залишок єдиним цілим, складаємо формулу солі:



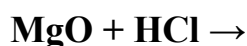
9. Рівняння реакції $3\text{SO}_3 + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Загальні хімічні властивості оксидів (закінчення)

Основні оксиди	Кислотні оксиди
3. Взаємодія з кислотами	3. Взаємодія з основами
Осн. оксид + кислота \rightarrow сіль + H_2O	Кисл. оксид + основа \rightarrow сіль + H_2O
Осн. оксид + основа \rightarrow	Кисл. оксид + кислота \rightarrow
Алгоритм	
складання рівняння реакції взаємодії оксиду з основою або кислотою	
1. Визначити й вказати характер оксиду, а також, з чим він має реагувати. Основу й кислоту легко розпізнати за виглядом формул. Формула кислоти завжди починається з Гідрогену, а основи мають загальну формулу $\text{Me}(\text{OH})_n$.	
2. Вирішити, чи відбуватиметься реакція. Якщо реакція не відбуватиметься, перекреслити стрілку в схемі реакції.	
3. Якщо реакція відбуватиметься, то при складанні формули солі, що утворюється,	
3.1 діяти відповідно до пункту 3 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним.	3.1 у формулі солі записати метал , що входить до складу основи , і вказати його заряд (n+).
3.2. Діяти відповідно до пунктів 6-8 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним.	3.2. Діяти відповідно до пунктів 4-8 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним.
4. Дописати в рівнянні реакції ще один продукт – H_2O .	
5. Розставити коефіцієнти в рівнянні реакції.	

Примітки. 1). Якщо з **основою** реагує **амфотерний оксид**, виявляючи властивості кислотного оксиду, то за наведеною схемою реакція відбувається тільки в безводному середовищі при нагріванні. Взаємодія амфотерних оксидів з основами у водних розчинах розглядається в підрозділі 5.3.
2). **Кислотні оксиди** в реакціях з лугами можуть утворювати також кислі солі (див. підрозділ 8.1).

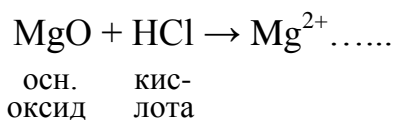
Розглянемо складання рівнянь реакцій оксидів з основами та кислотами на прикладах, послідовно виконуючи кожний пункт алгоритму.



1. MgO – основний оксид (рис. 2.1), HCl – кислота, тому що формула починається з Гідрогену.

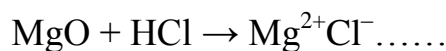
2. Реакція відбуватиметься. Далі виконуємо ті пункти алгоритму, які знаходяться в лівому стовпці таблиці й відносяться до взаємодії основних оксидів з кислотами.

3.1 (п. 3 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним). В основному оксиді MgO валентність Mg дорівнює двом. В праву частину записуємо Mg^{2+} .

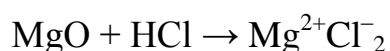


3.2 (п. 6 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним). Виділяємо кислотний залишок у формулі кислоти: $\text{H}\boxed{\text{Cl}}$. Він з'єднаний з одним атомом Гідрогену, тому його заряд становить (-).

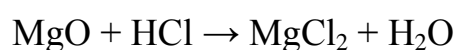
П. 7 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним. Записуємо кислотний залишок у формулу солі:



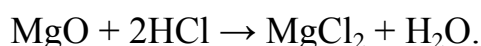
П. 8 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним. Складаємо формулу солі:



4. Допишуємо до рівняння реакції ще один продукт – H_2O .

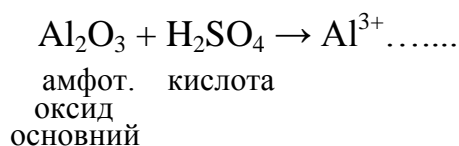


5. Зрівнюємо кількість атомів Гідрогену й Хлору:



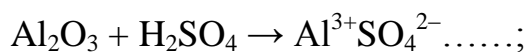


1. Al_2O_3 – амфотерний оксид (рис. 2.1), H_2SO_4 – кислота.
2. Реагуючи з кислотою, амфотерний оксид виявляє властивості основного, тому реакція відбуватиметься. Далі виконуємо ті пункти алгоритму, які знаходяться в лівому стовпці таблиці й відносяться до взаємодії основних оксидів з кислотами.
- 3.1 (п. 3 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним). В основному (амфотерному) оксиді Al_2O_3 валентність Al дорівнює трьом. В праву частину записуємо Al^{3+} .

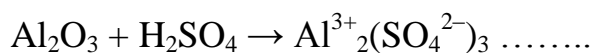


- 3.2 (п. 6 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним). Виділяємо кислотний залишок у формулі кислоти: $\text{H}_2\boxed{\text{SO}_4}$. Він з'єднаний із двома атомами Гідрогену, тому його заряд дорівнює (2-);

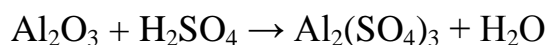
П. 7 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним. Записуємо кислотний залишок у формулу солі:



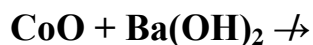
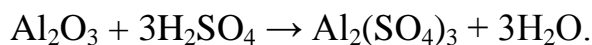
П. 8 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним. Складаємо формулу солі:



4. Допишуємо до рівняння реакції ще один продукт – H_2O .



5. Оскільки у формулі найскладнішої речовини (солі) 3 кислотних залишки, ставимо коефіцієнт 3 перед H_2SO_4 і відповідно перед H_2O :



1. CoO – основний оксид (рис. 2.1), $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – основа.
2. Реакція не відбуватиметься, тому стрілку в схемі реакції перекреслено.



1. MoO_3 – кислотний оксид (рис. 2.1), KOH – основа.

2. Реакція відбуватиметься. Далі виконуємо ті пункти алгоритму, які знаходяться в правому стовпці таблиці й відносяться до взаємодії кислотних оксидів з основами.

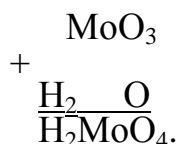
3.1. В основі КОН $n=1$. В праву частину записуємо K^+ .



кислот- основа
ний
оксид

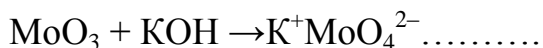
3.2 (п. 4 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним) У кислотному оксиді MoO_3 Мо відноситься до елементів, що утворюють переважно метакислоти.

П. 5 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним. Визначаємо формулу метакислоти, не звертаючи увагу на те, що оксид з водою не реагує:

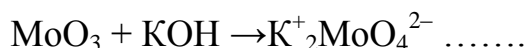


П. 6 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним. Виділяємо кислотний залишок у формулі кислоти: $H_2\boxed{MoO_4}$. Він з'єднаний з двома атомами Гідрогену, тому його заряд дорівнює (2-).

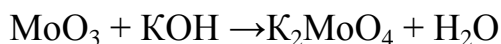
П. 7 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним. Запишемо кислотний залишок у формулу солі:



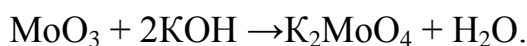
П. 8 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним. Складаємо формулу солі:



4. Допишемо до рівняння реакції ще один продукт – H_2O .



5. Зрівнюємо в лівій і правій частині кількість атомів К:



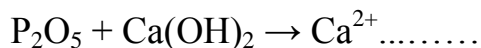
1. B_2O_3 – кислотний оксид (рис. 2.1), H_3PO_4 – кислота.
2. Реакція не відбувається, тому стрілку в схемі реакції перекреслено.



1. P_2O_5 – кислотний оксид (рис. 2.1), $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – основа.

2. Реакція відбуватиметься. Далі виконуємо ті пункти алгоритму, які знаходяться в правому стовпці таблиці й відносяться до взаємодії кислотних оксидів з основами.

3.1. В основі $\text{Ca}(\text{OH})_2$ $n=2$. В праву частину записуємо Ca^{2+} .



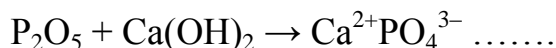
кислот- основа
ний
оксид

3.2 (п. 4 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним) У кислотному оксиді P_2O_5 Фосфор відноситься до елементів, що утворюють переважно ортокислоти;

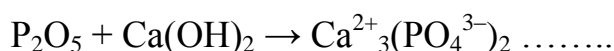
П. 5 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним. Розглядаючи відношення оксидів до води, ми визначили, що оксиду P_2O_5 відповідає кислота H_3PO_4 .

П. 6 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним. Виділяємо кислотний залишок у формулі кислоти: $\text{H}_3\boxed{\text{PO}_4}$. Він з'єднаний із трьома атомами Гідрогену, тому його заряд дорівнює (3-).

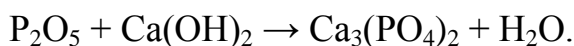
П. 7 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним. Запишемо кислотний залишок у формулу солі:



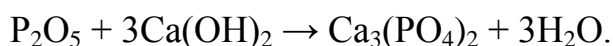
П. 8 алгоритму складання рівнянь реакцій взаємодії оксидів один з одним. Складаємо формулу солі:



4. Допишуємо до рівняння реакції ще один продукт – H_2O .



5. Найскладнішою речовиною є $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Молекула солі містить 3 атоми Са, тому перед $\text{Ca}(\text{OH})_2$ слід поставити коефіцієнт 3. Кількість атомів Фосфору в молекулі оксиду й у молекулі солі є однаковою. Тому залишається тільки зрівняти кількість атомів Гідрогену, поставивши перед H_2O коефіцієнт 3. Рівняння реакції



Перш, ніж ви розпочнете самостійне складання рівнянь хімічних реакцій, хотілося б попередити вас про **типові помилки**.

1. Деяким студентам настільки подобається визначати формули кислот додаванням води до формул оксидів, що вони додають воду не тільки до кислотних, але й до основних оксидів, одержуючи в результаті реакції основного оксиду з водою кислоту, чого бути не може. Якщо ви уважно читатимете кожний пункт алгоритмів, ви такої помилки не зробите.

2. Дуже часто, вірно склавши рівняння декількох реакцій, в яких утворювалися мета кислота або сіль метакислоти, студенти забувають про те, що може утворитися й ортокислота або її сіль. Ці студенти надто рано відмовляються від використання алгоритмів.

3. Можливі також математичні помилки при визначенні формул кислот через неуважність. Ці помилки легко виявити. Якщо ви звернули увагу, розставляючи коефіцієнти в рівняннях реакцій, ми жодного разу не рахували кількість атомів Оксигену. Якщо всі коефіцієнти є правильними, кількість атомів Оксигену в лівій і правій частинах рівняння зрівнюється автоматично. Тому не забувайте перевірити в кінцевому рівнянні реакції, чи зрівнялася кількість атомів Оксигену. Якщо ні, шукайте помилку.

4. Вважаючи зайвим підписувати під кожною речовиною, до якого класу сполук вона належить та який має характер, студенти нерідко першим у формулі солі записують неметал або метал, який входить до складу кислотного оксиду, одержуючи неправильний результат.

Отже, будьте уважними й пам'ятайте, що кожний пункт алгоритму – це бар'єр перед помилкою. Пам'ятайте також, що навчитися чомусь можна тільки шляхом самостійних вправ.

Завдання 2.2. Визначити, чи можливі реакції, які наведені нижче, і скласти рівняння можливих реакцій. Виконуючи це завдання, насамперед треба визначити й записати, до якого класу сполук належить кожна речовина, обрати відповідну схему реакції та користуватися запропонованими алгоритмами, не пропускаючи жодного пункту.

- $\text{ZnO} + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{In}_2\text{O}_3 + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow$
- $\text{WO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- $\text{Nb}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

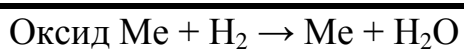
- $\text{PbO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{Au}_2\text{O}_3 + \text{Sr}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- $\text{As}_2\text{O}_5 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{SrO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{As}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{NiO} + \text{Tl}_2\text{O}_3 \rightarrow$
- $\text{TeO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{Na}_2\text{O} + \text{Ga}_2\text{O}_3 \rightarrow$
- $\text{Nb}_2\text{O}_5 + \text{CaO} \rightarrow$
- $\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{TeO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{Cs}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{Sc}_2\text{O}_3 + \text{SO}_3 \rightarrow$
- $\text{BeO} + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{SnO} + \text{MgO} \rightarrow$
- $\text{As}_2\text{O}_5 + \text{CrO}_3 \rightarrow$
- $\text{SeO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- $\text{NO} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$
- $\text{Li}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{CaO} \rightarrow$
- $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{MgO} \rightarrow$
- $\text{NiO} + \text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow$
- $\text{MoO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- $\text{Li}_2\text{O} + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{Nb}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{MoO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- $\text{SnO} + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{GeO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{PbO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$

- $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{TiO}_2 + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_3 \rightarrow$
- $\text{Na}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow$

2.3. Додаткові властивості оксидів металів

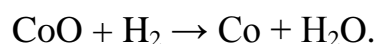
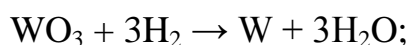
1. Взаємодія оксидів металів з воднем

Багато оксидів металів незалежно від їхнього характеру реагують з воднем. Реакція є окисно-відновною й відбувається за схемою



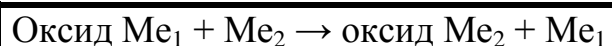
Реакції за цією схемою використовуються для промислового добування вольфраму, молібдену, кобальту та інших металів. Ці реакції відбуваються при високій температурі й відносяться до **пірометалургійних**.

Приклади:



2. Взаємодія оксидів металів з металами

Реакція є окисно-відновною й відбувається за схемою



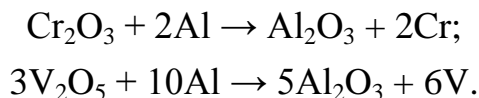
Умова перебігу реакції: Me_2 (відновник) має бути більш активним, ніж Me_1 .

Активність металів у першому наближенні можна порівняти за їх взаємним розташуванням у Періодичній системі. У 1-му розділі ми розглядали закономірність зміни металічних властивостей елементів у Періодичній системі в горизонтальному та вертикальному напрямках. Чим більшою мірою виражені металічні властивості елемента, тим більш активним він є в безводному середовищі. Найчастіше як Me_2 використовують Al, Ca, Mg, Na.

Такі реакції відбуваються при високій температурі й їх називають **металотермічними**. Металотермічний метод теж використовується для добування металів. За його допомогою добувають, зокрема, хром та вана-

дій. Якщо відновником є алюміній, то метод називають алюмінотермічним. Алюмінотермічний метод використовується також для зварювання та паяння металів.

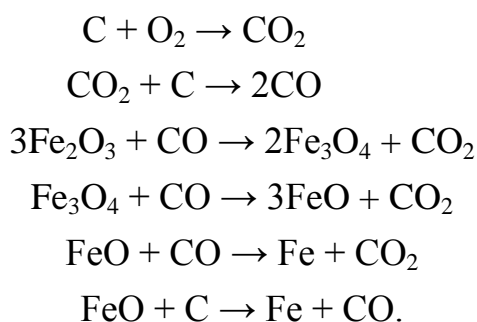
Приклади реакцій:



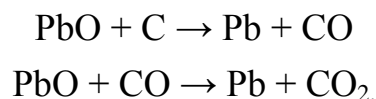
3. Взаємодія металів з вуглецем або матеріалами, що містять вуглець



Реакція оксиду металу з вуглецем є окисно-відновною й відбувається ступінчасто. Такі реакції відбуваються при високій температурі й їх називають **карботермічними**. Карботермічний метод теж використовується для добування металів. Найпоширеніший матеріал, який містить вуглець, – металургійний кокс. Карботермічне відновлення лежить в основі металургії заліза (чорної металургії). У доменній печі відбуваються реакції



У кольоровій металургії за допомогою карботермії добувають свинець, олово, цинк та деякі інші метали. Наприклад,



3. ПОНЯТТЯ ПРО ЕЛЕКТРОЛІТИ

3.1. Іони. Електролітична дисоціація

До основних класів неорганічних сполук, крім оксидів, відносяться також гідроксиди металів, кислоти та солі. Всі ці речовини (крім оксидів) є електролітами у водних розчинах, тому перед розгляданням їхніх хімічних

властивостей слід зрозуміти, як відбуваються реакції між електролітами в розчинах, і засвоїти правила складання рівнянь таких реакцій.

Електроліти – це речовини, розчини або розплави яких є провідниками електричного струму. Далі ми будемо говорити лише про **водні розчини електролітів**. Електропровідність розчинів електролітів свідчить про те, що вони містять заряджені частинки, здатні до вільного переміщення. Ці частинки називаються **іонами**. Оскільки всі речовини й їхні розчини є електрично нейтральними, то йони мають бути заряджені як позитивно, так і негативно, причому кількість позитивних зарядів має дорівнювати кількості негативних зарядів (принцип електронейтральності).

Позитивно заряджені йони називаються **катионами**, а негативно заряджені – **аніонами**. Заряд іона показують у верхньому правому куті формули йона. Якщо він одиничний, то це буде просто "+" або "-". Якщо абсолютна величина заряду більша за одиницю, то її вказують перед знаком заряду. Ні в якому разі не можна забувати вказувати правильні заряди іонів, інакше запис або зовсім втрачає сенс, або має не той сенс, який ви мали на увазі.

Йони можуть бути **простими**, або **елементарними** (наприклад, Na^+ , Cl^- , Al^{3+} , S^{2-} тощо), і **складними** (наприклад, SO_4^{2-} , NH_4^+ , FeOH^{2+} тощо). Йони в водному розчині з'являються в результаті електролітичної дисоціації, або **іонізації**, під час розчинення електроліту в воді.

Електролітична дисоціація (іонізація) за теорією С. Арреніуса – це розпад електроліту на іони в результаті дії молекул води на іонні кристали або полярні молекули.

Молекули води мають кутову форму з атомом Оксигену у вершині, тому вони є полярними (диполями) – центри тяжіння позитивного й негативного зарядів у них не співпадають. На рис. 3.1 показано, як під час розчинення йонного кристалу диполі води, умовно зображені у вигляді еліпсів, орієнтуються своїми протилежно зарядженими полюсами навколо поверхневих іонів кристалу, розклинюють кристалічні ґрати й зменшують міцність зв'язків між іонами. Під дією диполів води відбувається розрив зв'язків, і йони в **гідратованому вигляді**, тобто, оточені притягнутими молекулами води, переходять у розчин. Ця **гідратна оболонка** дає йонам

змогу самостійно існувати й вільно рухатись у розчині, не утворюючи зв'язків з протилежно зарядженими йонами.

Якщо речовина, що розчиняється, складається з полярних молекул, то спочатку під дією диполів води ковалентний полярний зв'язок перетворюється на йонний, а далі під дією молекул води послаблюється, розривається, і в розчин переходять іони в гідратованому вигляді.

Дисоціація різних електролітів відбувається неоднаково, і кількісно її можна охарактеризувати за допомогою **ступеня електролітичної дисоціації**

$$\alpha = \frac{N_{\text{розп.}}}{N_0}, \quad (3.1)$$

де $N_{\text{розп.}}$ – кількість молекул, що розпалися на йони; N_0 – початкова кількість молекул даного електроліту в розчині.

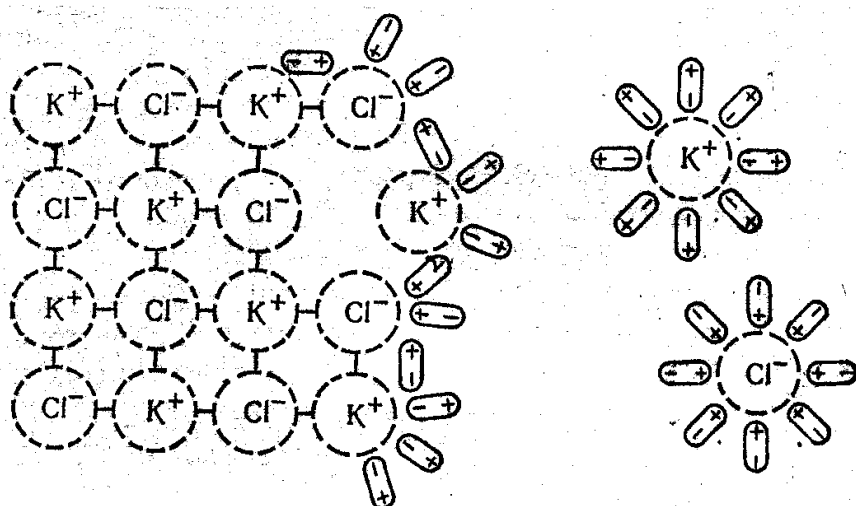


Рис. 3.1. Схема електролітичної дисоціації йонного кристалу під дією молекул води

Ступінь дисоціації можна також виразити у відсотках. Для цього α слід помножити на 100%.

Залежно від величини ступеня електролітичної дисоціації електроліти поділяються на **сильні** ($\alpha > 30\%$), **слабкі** ($\alpha < 3\%$) та електроліти **середньої сили** ($3\% < \alpha < 30\%$). Відзначимо, що сила електроліту характеризує тільки його здатність розпадатися на іони. Розглядаючи хімічні реакції в розчинах електролітів, зазвичай говорять тільки про сильні та слабкі електроліти, і

тоді електроліти середньої сили відносять до слабких. Той факт, що та чи інша речовина є електролітом середньої сили, як правило, відзначають при розгляді індивідуальних властивостей конкретних речовин. **Вода** теж здатна до дисоціації, але вона є **дуже слабким електролітом**.

Для складання рівнянь реакцій між електролітами дуже важливо вміти розрізнити сильні та слабкі електроліти. Розглядаючи окремі класи неорганічних сполук, ми більш докладно будемо говорити про особливості їхньої дисоціації. Але хімічні властивості неорганічних сполук кожного класу виявляються в їх взаємодії зі сполуками інших класів, тому в цьому розділі ми розглянемо формальні правила визначення сили електроліту.

3.2. Сильні та слабкі кислоти

Ми вже знаємо, що формула будь-якої кислоти починається з атома Гідрогену. При електролітичній дисоціації кислот у розчинах утворюються катіони H^+ та аніони кислотних залишків. Підхід до визначення сили кислоти відрізняється для **безоксигенових** (молекули кислот не містять атомів Оксигену) та **оксигеновмісних** (до складу молекул входять атоми Оксигену) кислот. Для визначення сили кислот будемо користуватися таблицею 3.1.

Таблиця 3.1

Емпіричні рекомендації до визначення сили кислот

Кислоти	
безоксигенові, утворені елементами VI А гр. (S, Se, Te) VII А гр. H_2E HE слабкі сильні, крім HF	оксигеновмісні <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">$n_O - n_H = 0$</div> дуже слабкі <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">$n_O - n_H = 1$</div> слабкі <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">$n_O - n_H = 2$</div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; width: 100%;"> <div style="text-align: center;"> утворені елементами головних підгруп сильні </div> <div style="text-align: center;"> утворені елементами побічних підгруп слабкі </div> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">$n_O - n_H = 3$</div> сильні
HCN – слабка кислота HCNS – сильна кислота	

У лівому стовпці таблиці для елементів, які утворюють безоксигенові кислоти, наведено загальні формули кислот (E – елемент) та їхню силу. У стовпці оксигеновмісних кислот ($n_O - n_H$) – це різниця між кількістю атомів Оксигену й кількістю атомів Гідрогену в молекулі кислоти. В залежності від величини ($n_O - n_H$) оксигеновмісні кислоти можна поділити на 4 групи, як це показано в таблиці. З формального правила для оксигеновмісних кислот, наведеного в табл. 3.1, існують **винятки**. Наприклад, $H_2S_2O_3$, $H_2B_4O_7$, $H_4P_2O_7$ та інші полікислоти, H_3PO_3 , H_3PO_2 . Сенс різниці ($n_O - n_H$) і причини відхилення від формального правила для кислот H_3PO_3 та H_3PO_2 будуть розглядатися в підрозділі 6.4.3.

3.3. Сильні та слабкі гідроксиди металів

Гідроксиди металів мають загальну формулу $Me(OH)_n$ і за своїм характером можуть бути основними (основами) або амфотерними. Вивчаючи розділ 4, ми дізнаємося, як визначати їхній характер. У таблиці 3.2 показано, як, знаючи характер гідроксиду металу, визначити, яким він є електролітом – сильним чи слабким. Під час електролітичної дисоціації основи утворюють катіони залишків основ (розділ 5) та гідроксид іони OH^- .

Таблиця 3.2

Визначення сили гідроксидів металів

Гідроксиди металів		
Основи		Амфотерні гідроксиди
розчинні (луги), тобто утворені Me I A гр.; Me II A гр., по- чинаючи з Ca; TiOH	нерозчинні	нерозчинні слабкі
сильні	слабкі	

Існують також основи, які замість одного атома металу містять групу атомів неметалів. Таким є, зокрема, **амоній гідроксид** NH_4OH . Слід пам'ятати що NH_4OH є **розчинною слабкою** основою.

3.4. Солі – сильні й слабкі електроліти

Солі складаються з катіонів залишків основ та аніонів кислотних залишків. Для реакцій у розчинах за участю солей велике значення має їхня розчинність. Слід відзначити, що абсолютно нерозчинних електролітів не існує, і ті електроліти, які ми називаємо нерозчинними, насправді є важко розчинними. Якісно розчинність солей визначається за допомогою таблиці розчинності (додаток 1). Більшість солей утворює йонні кристали, для яких ступінь дисоціації α у розведених розчинах дорівнює 100%, оскільки в таких розчинах немає недисоційованих молекул. Це означає, що солі, які утворюють йонні кристали, є сильними електролітами навіть у тому випадку, коли вони є важко розчинними. Тільки концентрація йонів у насичених розчинах важко розчинних солей буде дуже малою. Існують і такі солі, які є розчинними, але слабкими електролітами, що пояснюється слабкою поляризацією хімічних зв'язків. Наприклад, HgCl_2 , $\text{Fe}(\text{CNS})_3$. Але таких солей небагато.

3.5. Правила складання рівнянь реакцій у розчинах електролітів

Для виявлення сутності та спрямування реакцій у розчинах електролітів їх рівняння записують не тільки в молекулярній, але і в іонно-молекулярній формі. Щоб робити це правильно, слід запам'ятати просте правило.

Правило запису рівнянь реакцій в іонно-молекулярній формі: у вигляді **йонів** записують тільки **розчинні сильні** електроліти. Всі інші речовини (неелектроліти, розчинні слабкі електроліти, нерозчинні електроліти) записують у вигляді молекул.

Таким чином, у вигляді йонів записують тільки ті електроліти, які дають високу концентрацію йонів у розчині. Якщо концентрація йонів у розчині є малою, то електроліт записують у вигляді молекул незалежно від його розчинності.

Велика кількість реакцій у розчинах електролітів є **реакціями іонного обміну**, в результаті яких вихідні речовини обмінюються своїми йонами. Рівняння всіх реакцій іонного обміну складаються за одним правилом.

Правило складання рівнянь реакцій іонного обміну: для визначення формул продуктів реакції катіон першої речовини об'єднують з аніоном другої речовини, а катіон другої речовини – з аніоном першої речовини. Індeksi катіонів й аніонів у формулах продуктів реакції мають бути такими, щоб кількість позитивних зарядів дорівнювала кількості негативних зарядів. Коефіцієнти в рівнянні реакції визначають, виходячи з формули найбільш складної речовини.

Приклади реакцій іонного обміну будемо розглядати при вивченні хімічних властивостей гідроксидів металів, кислот та солей.

Для всіх реакцій іонного обміну існує одна універсальна умова перебігу.

Умова перебігу реакцій іонного обміну: реакції йонного обміну можливі тільки в тому випадку, якщо в їх результаті відбувається зв'язування якихось іонів.

Зв'язування йонів відбувається при утворенні

- важко розчинної речовини;
- розчинного слабкого електроліту;
- речовини в газоподібному стані;
- комплексного йона або молекули.

Якщо зв'язування йонів відбувається тільки в одному напрямку, реакція йонного обміну є **практично необоротною**.

Якщо зв'язування йонів відбувається одночасно в двох протилежних напрямках, реакція іонного обміну є **оборотною**.

4. ГІДРОКСИДИ МЕТАЛІВ ТА ЇХ ХАРАКТЕР

Гідроксид металу – це складна речовина, молекула (або умовна молекула, якщо речовина має йонну кристалічну структуру) якої містить катіон металу, зв'язаний з одним або кількома гідроксид іонами ($\text{Me}(\text{OH})_n$).

Слово **гідроксид** складається з коренів латинських назв елементів Гідрогену (**гідр-**) і Оксигену (**окс-**), а суфікс **-ид** указує на негативний заряд.

Можна представити дві форми зображення гідроксид іона й користуватися тією з них, яка є найбільш зручною в конкретному випадку:



Атом Оксигену, який має валентність $V = 2$, зв'язаний з одновалентним атомом Гідрогену, в результаті атом Оксигену має можливість утворити ще один зв'язок з атомом металу. Тому гідроксид іон має одиничний негативний заряд. Пам'ятаючи, що абсолютна величина заряду катіона металу n дорівнює його валентності, можна легко скласти **формули гідроксидів металів**. Наприклад, Ba(II) утворює гідроксид Ba(OH)_2 , K(I) – KOH , Tl(III) – Tl(OH)_3 .

Гідроксид іон є аніоном, здатним до самостійного існування в розчинах, і може бути структурною одиницею в кристалічних ґратках.

Назва гідроксиду металу складається з назви металу (елементу, а не простої речовини) в називному відмінку з зазначенням у дужках його валентності, якщо вона змінна, й слова «гідроксид».

Приклади: NaOH – натрій гідроксид, Fe(OH)_2 – ферум(II) гідроксид, Fe(OH)_3 – ферум(III) гідроксид, Pb(OH)_4 – плюмбум(IV) гідроксид.

Утворити назву гідроксиду металу зі змінною валентністю можна також, указуючи за допомогою префіксів моно-, ди-, три- або тетра- кількість гідроксид іонів у молекулі гідроксиду металу. У цьому випадку валентність металу не вказують. Наприклад, TlOH – талій моногідроксид, Fe(OH)_2 – ферум дигідроксид, Fe(OH)_3 – ферум тригідроксид, Ti(OH)_4 – титан тетрагідроксид.

За своїм характером гідроксиди металів поділяються на основні, які прийнято називати основами, та амфотерні.

Основами є гідроксиди металів, яким відповідають основні оксиди. **Амфотерним гідроксидам** відповідають амфотерні оксиди.

Для **визначення характеру гідроксиду металу** можна скористатися схемою визначення характеру оксидів, яка представлена на рис. 2.1. Наприклад, гідроксиду Cu(OH)_2 відповідає оксид CuO , оскільки Купрум у гідрок-

сиді має валентність $V = 2$. За схемою на рис. 2.1 визначаємо, що CuO – основний оксид. Тому Cu(OH)_2 – основа. Гідроксиду Al(OH)_3 відповідає оксид Al_2O_3 (валентність Al дорівнює 3). Визначаємо, що це амфотерний оксид, тому Al(OH)_3 – амфотерний гідроксид.

Як виняток відзначимо, що амфотерному оксиду Ag_2O (валентність Аргентуму дорівнює 1) відповідає гідроксид AgOH , який є сильною основою й існує тільки в дуже розведених розчинах.

Завдання 4.1. Визначити характер гідроксидів Cd(OH)_2 , Tl(OH)_3 , RbOH , Au(OH)_3 , Pb(OH)_4 , Mg(OH)_2 , Be(OH)_2 , Zn(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ge(OH)_2 , In(OH)_3 , Cr(OH)_3 , NaOH , Ni(OH)_2 . Назвати ці гідроксиди двома способами.

5. ОСНОВИ

Повторимо, що **основами** називаються гідроксиди металів, яким відповідають основні оксиди. Існують також основи, які замість одного атома металу містять групу атомів неметалів (наприклад, **амоній гідроксид** NH_4OH).

5.1. Залишки основ

Залишок основи – це частина молекули основи, яка залишається після відщеплення однієї або кількох гідроксид іонів, здатна до самостійного існування в розчині й має позитивний заряд (є катіоном). Кількість залишків з різним зарядом, які можуть утворитися, дорівнює кількості гідроксид іонів у молекулі основи. Якщо основа має кристалічну структуру, то можна говорити про її умовну молекулу.

Заряд залишку основи дорівнює кількості відщеплених гідроксид іонів. Він також дорівнює **кислотності основи**. Основи, молекули яких містять більше одного гідроксид іона, мають **змінну кислотність**. Якщо ж говорять, наприклад, трикислотна основа, то за замовчуванням мається на увазі максимальна кислотність.

За своїм **характером** залишки основ бувають **середні** (нормальні) і **основні**. Дотепер ми мали справу тільки із середніми залишками основ.

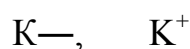
Середній (нормальний) **залишок основи** не містить гідроксид іонів.

Назва середнього залишку основи збігається з назвою металу (елементу, а не простої речовини), що утворив основу, із зазначенням валентності металу, якщо вона змінна.

Основний залишок містить хоча б одну гідроксогрупу.

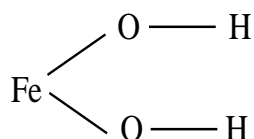
Розглянемо, які залишки утворюють деякі основи.

Калій гідроксид КОН. Графічне зображення К–О–Н. Основа містить один гідроксид іон, тому утворює тільки один залишок – середній з зарядом (+). Єдина можлива кислотність дорівнює одиниці. Цей залишок можна зобразити двома способами:



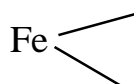
Залишок називається калій, калій іон або калій катіон.

Ферум(II) гідроксид Fe(OH)₂. Графічне зображення



Основа містить два гідроксид іони, тому утворює два залишки – середній та основний.

Графічне зображення середнього залишку

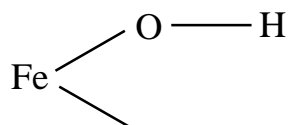


Він може бути також зображений як іон Fe^{2+} .

Залишок називається ферум(II), ферум(II) іон або ферум(II) катіон.

Кислотність Fe(OH)_2 при утворенні цього залишку дорівнює 2.

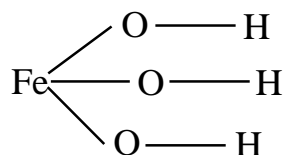
Графічне зображення основного залишку



Він може бути також зображений як іон FeOH^+

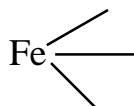
При утворенні основного залишку від $\text{Fe}(\text{OH})_2$ відщепився один гідроксид іон, залишивши атому Феруму можливість утворити один зв'язок. Кислотність $\text{Fe}(\text{OH})_2$ при утворенні цього залишку дорівнює одиниці.

Ферум(III) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Графічне зображення



Основа містить три гідроксид іони, тому утворює три залишки – середній і два основних.

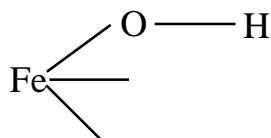
Графічне зображення середнього залишку



Він може бути також зображений як іон Fe^{3+}

Залишок називається ферум(III), ферум(III) іон або ферум(III) катіон. Кислотність $\text{Fe}(\text{OH})_3$ при утворенні цього залишку дорівнює трьом.

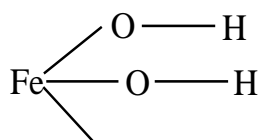
Графічне зображення основного залишку з одним гідроксид іоном



Він може бути також зображений як іон FeOH^{2+}

При утворенні цього залишку від $\text{Fe}(\text{OH})_3$ відщепилися два гідроксид іони. Кислотність $\text{Fe}(\text{OH})_3$ при утворенні цього залишку дорівнює двом.

Графічне зображення основного залишку з двома гідроксогрупами



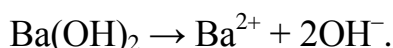
Він може бути також зображений як іон $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$

При утворенні цього залишку від $\text{Fe}(\text{OH})_3$ відщепився один гідроксид іон. Кислотність $\text{Fe}(\text{OH})_3$ при утворенні цього залишку дорівнює одиниці.

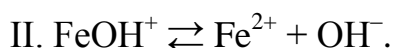
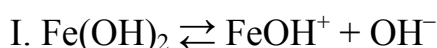
Завдання 5.1. Для основ NaOH, Ba(OH)₂, Cd(OH)₂, Tl(OH)₃, Ti(OH)₃ ука-
зати їхні назви (двома способами), показати всі можливі залишки, ука-
зати кислотність основи при утворенні кожного залишку.

5.2. Електролітична дисоціація основ

З точки зору теорії електролітичної дисоціації основи – це електролі-
ти, при дисоціації яких утворюється тільки один вид аніонів – гідроксид
іони OH⁻. Саме гідроксид іони створюють лужне середовище в розчині. Ка-
тїонами при електролітичній дисоціації є залишки основ. Сильні основи,
тобто луги (табл. 2.1, 3.2), дисоціують практично повністю, є розчинними
і дають високу концентрацію йонів у розчині. Наприклад,

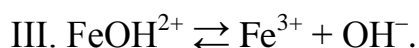
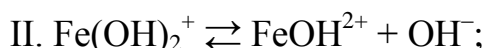


Слабкі основи (табл. 3.2) дисоціують оборотно й дуже малою мірою,
тобто концентрація йонів у розчині є дуже малою. При цьому багатокислот-
ні основи дисоціують **ступінчасто** – на кожній стадії дисоціації відщеплю-
ється лише один гідроксид іон, і спочатку утворюються катїони **основних**
залишків. Кількість стадій дисоціації дорівнює кількості гідроксид іонів у мо-
лекулі основи. Наприклад, Fe(OH)₂ піддається дисоціації в дві стадії:



Дисоціація відбувається переважно за першою стадією, оскільки нега-
тивно заряджений іон значно легше відірвати від нейтральної молекули,
ніж від позитивно зарядженого іона. Тому сумарне рівняння дисоціації
складати не можна.

Гідроксид Fe(OH)₃ у водних розчинах виявляє основні властивості й
піддається дисоціації в три стадії:



Дисоціація також відбувається переважно за першою стадією.

Завдання 5.2. Користуючись таблицею 3.2, визначити силу основ NaOH, Sr(OH)₂, Cd(OH)₂, Tl(OH)₃, Ti(OH)₃ й скласти для них рівняння електролітичної дисоціації, не забуваючи про те, що дисоціація може бути ступінчастою.

5.3. Загальні хімічні властивості основ

Розглядаючи хімічні властивості основ, ми повинні бути впевнені, що маємо справу саме з **основою**, тобто з гідроксидом металу, якому відповідає основний оксид, а не з **амфотерним гідроксидом**. Якщо виявляється, що гідроксид металу, який має брати участь у реакції, є амфотерним, необхідно звернутися до властивостей амфотерних гідроксидів (розділ 7).

1. Дія основ на індикатори.

Кислотно-основними індикаторами називаються речовини, які змінюють колір у залежності від середовища водного розчину. Тому **на індикатори діють тільки луги** (гідроксиди металів I А групи, металів II А групи, починаючи із Ca, TlOH) в присутності води. У розчині лугу **середовище є лужним** завдяки наявності іонів OH⁻. Інтенсивність забарвлення індикатору тим більша, чим більшою є концентрація іонів OH⁻ у розчині. У таблиці 5.1 показано забарвлення найбільш поширених індикаторів у нейтральному (такому, що не містить надлишку ні іонів OH⁻, ані іонів H⁺) та лужному середовищі. Найкращим індикатором для вираженого лужного середовища, тобто індикатором на іони OH⁻, є фенолфталеїн.

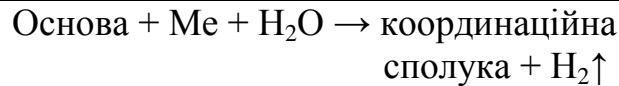
Таблиця 5.1.

Забарвлення індикаторів у нейтральному та лужному середовищі

Індикатор	Забарвлення	
	Нейтральне середовище	Лужне середовище
метилоранж	оранжеве	жовте
лакмус	фіолетове	синє
фенолфталеїн	безбарвне	малинове

2. Взаємодія розчинів лугів з металами

З розчинами лугів реагують тільки ті метали, які утворюють амфотерні оксиди та гідроксиди. Реакція відбувається за схемою



Ці реакції є окисно-відновними, складання яких буде розглянуто в розділі 9, тому зараз ми обмежимося рівняннями реакцій без пояснення вибору коефіцієнтів.

У таких реакціях метал перетворюється на комплексний іон $[\text{Me}(\text{OH})_m]^{(m-n)-}$, де m – так зване **координаційне число**, а n дорівнює валентності металу. Визначивши заряд комплексного аніона, можна скласти формулу солі за участю катіона будь-якого лугу, пам'ятаючи, що індекси при іонах мають бути такими, щоб алгебраїчна сума зарядів дорівнювала нулю. Визначити, чи утворює даний метал амфотерний оксид, а також якою є його валентність в такому оксиді, якщо вона змінна, можна за допомогою схеми визначення характеру оксидів (рис. 2.1). Координаційне число залежить від валентності металу. У таблиці 5.2 наведено найбільш імовірні значення координаційних чисел при різних валентностях металу, що утворює амфотерний гідроксид.

Таблиця 5.2

Координаційні числа металів

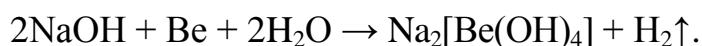
Валентність металу (n)	1	2	3	4
Координаційне число (m)	2	4, 6	6, 4	6, 8

Розглянемо приклади.

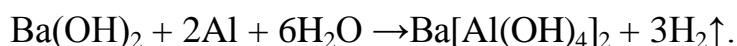
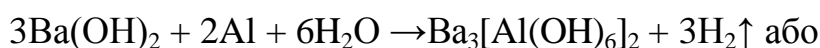


За допомогою рис. 2.1 переконуємося, що Берилій утворює амфотерний гідроксид. Це метал II А групи, тому $n = 2$. В таблиці 5.2 знаходимо найбільш імовірне координаційне число, яке відповідає валентності 2. Це $m = 4$. Комплексний аніон має вигляд $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{(4-2)-}$, тобто $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$. Величина заряду

катиона дорівнює валентності металу. $V_{\text{Na}} = 1$, катионом є Na^+ . Алгебраїчна сума зарядів дорівнює нулю, якщо формула солі $\text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$. Рівняння реакції



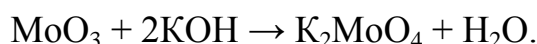
За допомогою рис. 2.1 визначимо, що Алюміній утворює амфотерний гідроксид при $B = 3$, тобто $n = 3$. В таблиці 5.2 знаходимо найбільш імовірне координаційне число, яке відповідає валентності 3. Це $m = 6$. Комплексний аніон має вигляд $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{(6-3)-}$, тобто $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$. Катионом є Ba^{2+} . Алгебраїчна сума зарядів дорівнює нулю, якщо формула солі $\text{Ba}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]_2$. Координаційне число Алюмінію може дорівнювати й чотирьом. Якщо $m = 4$, комплексний аніон має вигляд $[\text{Al}(\text{OH})_4]^{(4-3)-}$ або $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$. Формула солі $\text{Ba}[\text{Al}(\text{OH})_4]_2$. Рівняння можливих реакцій



3. Взаємодія основ з кислотними оксидами

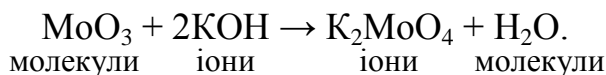
Основа + кислотний оксид \rightarrow сіль + H_2O
Основа + основний оксид \nrightarrow

З такою властивістю основ ми вже знайомі. Повторіть взаємодію кислотних оксидів з основами і ще раз розгляньте приклади, наведені в підрозділі 2.2. Але зараз ми можемо дещо доповнити відомості про такі реакції. Перш за все, якщо реакція відбувається в розчині, ми можемо записати її рівняння в іонно-молекулярній формі. Зробимо це для реакції, молекулярне рівняння якої ми вже склали (підрозділ 2.2).

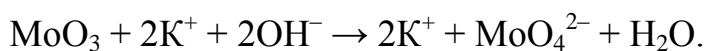


Спочатку визначимо розчинність та силу кожного електроліту. MoO_3 – це оксид, у водному розчині він є неелектролітом, тому записується у вигляді молекул. К – метал I А групи, він утворює луг, тобто KOH – розчинна

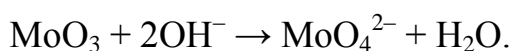
сильна основа (табл. 3.2), записується у вигляді іонів. K_2MoO_4 у таблиці розчинності (додаток 1) відсутній, однак більшість солей Калію є розчинними, і ми можемо вважати розчинною й цю сіль. Всі солі оксигеновмісних кислот – сильні електроліти. Розчинний сильний електроліт записується у вигляді іонів. H_2O – дуже слабкий електроліт, записується у вигляді молекул. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні.



Тепер, знаючи, на які іони розпадаються сполуки кожного класу (розділ 3), складаємо повне іонно-молекулярне рівняння.

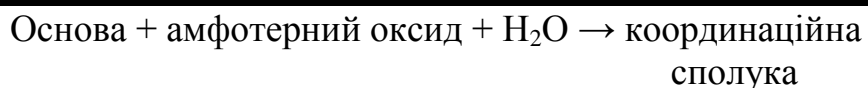


Легко побачити, що іони K^+ не зв'язуються з жодними іонами, тобто не беруть участь у реакції. Такі іони, які не впливають на сутність реакції, можна з рівняння реакції вилучити й отримати скорочене іонно-молекулярне рівняння

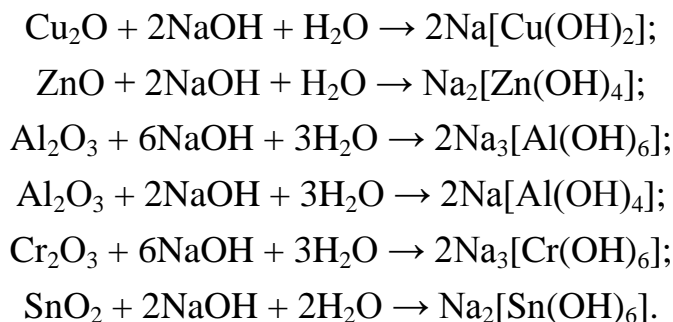


Крім того, в реакціях кислотних оксидів з лугами можуть утворюватися кислі солі (див. підрозділ 8.1).

Ще одне доповнення стосується взаємодії амфотерних оксидів з **розчинами лугів**. На відміну від реакцій у безводному середовищі при нагріванні (підрозділ 2.2), такі реакції відбуваються за схемою



Формулу координаційної сполуки складають так само, як і в реакціях розчинів лугів з металами, що утворюють амфотерні гідроксиди. Наприклад,



Відзначимо, що амфотерні оксиди MeO_2 , які утворені елементами головних підгруп, можуть реагувати з розчинами лугів, однак оксиди MeO_2 , які утворені елементами побічних підгруп, як правило, реагують з основами тільки в безводному середовищі при нагріванні.

Звичайно, всі ці рівняння реакцій можна записати в іонно-молекулярній формі. При цьому комплексна сіль дисоціює на катіони металу та комплексні аніони. Наприклад,



Вилучаючи з рівняння реакції іони Na^+ , які не беруть участь у реакції, отримуємо скорочене іонно-молекулярне рівняння



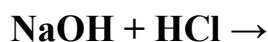
4. Взаємодія основ з кислотами (реакція нейтралізації)



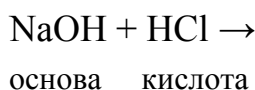
У результаті реакцій нейтралізації можуть бути одержані **середні, кислі та оснóвні солі**. Утворення кислих та основних солей буде розглянуто в розділі 8. Зараз ми розглядатимемо утворення тільки середніх солей, формули яких ми вже склали, вивчаючи хімічні властивості оксидів.

Склавши достатню кількість рівнянь хімічних реакцій з утворенням солей, ви повинні були зрозуміти, що для одержання формули середньої солі потрібно знати **метал і його валентність, або заряд** (візьмемо з формули основи) та **кислотний залишок і його заряд** (візьмемо з формули кислоти). Таким чином можна складати формули солей, що утворюються як у безводному середовищі, так і в водному розчині. Щоб не помилитися, складаючи формулу солі, ці заряди обов'язково будемо наводити.

Рівняння реакцій, які відбуваються у водному розчині, ми тепер можемо записувати не тільки в молекулярній, але й в іонно-молекулярній формі та **застосовувати універсальну умову перебігу реакцій іонного обміну** (підрозділ 3.5). Розглянемо приклади.



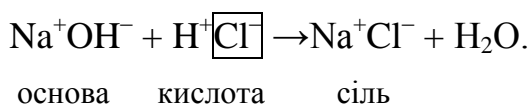
1. Перш за все підпишемо під кожною речовиною, до якого класу сполук вона відноситься. NaOH – це гідроксид металу, в якому валентність Na дорівнює одиниці. Йому відповідає оксид Na_2O , який є основним (рис. 2.1). NaOH є основою. Формула HCl починається з Гідрогену, тому HCl – це кислота.



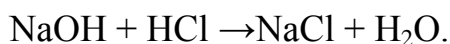
Реакція має відбуватися за схемою реакції нейтралізації, тобто утворюватимуться сіль і вода.

2. Валентність металу нам вже відома ($V_{\text{Na}}=1$), тобто відомий і його заряд – Na^+ . Тепер виділяємо кислотний залишок у формулі кислоти: $\text{H}\boxed{\text{Cl}}$. Він з'єднаний з одним атомом Гідрогену, тому його заряд становить (-).

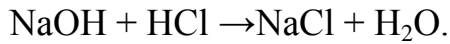
3. Складаємо формулу солі й не забуваємо про утворення води:



4. У цій реакції кількість атомів кожного елемента в лівій і правій частині однакова. Рівняння реакції

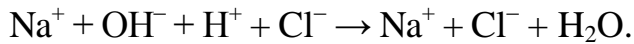


Основи, кислоти й солі належать до електролітів. Реакція відбувається у водному розчині. Щоб записати її рівняння в іонно-молекулярній формі, визначимо розчинність та силу кожного електроліту. Na – метал I A групи, він утворює луг, тобто NaOH – це розчинна сильна основа (табл. 3.2), записується у вигляді іонів. Силу кислоти визначаємо за допомогою таблиці 3.1. HCl не відноситься до нерозчинних кислот (перелік нерозчинних кислот надано у табл. 2.1). Це безоксигенова кислота (лівий стовпець таблиці 3.1), утворена елементом VII A групи, але не Флуором. Тому HCl – це розчинна сильна кислота, записується у вигляді іонів. Сіль NaCl є розчинною (додаток 1) й утворює іонні кристали, тобто є сильним електролітом, записується у вигляді іонів. H_2O – дуже слабкий електроліт, записується у вигляді молекул. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні.

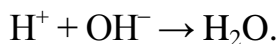


іони іони іони молекули

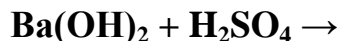
Знаючи, на які іони розпадаються сполуки кожного класу (розділ 3), складаємо повне іонно-молекулярне рівняння. Заряди іонів ми вже визначили.



Бачимо, що іони Na^+ і Cl^- не зв'язуються з жодними іонами, тобто не беруть участь у реакції. Вилучаємо їх з рівняння реакції та отримуємо скорочене іонно-молекулярне рівняння, в якому катіони зазвичай записують першими:



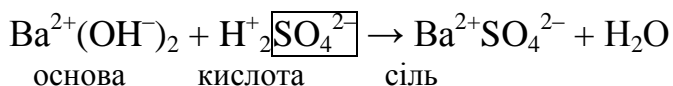
Це рівняння відбиває сутність реакції – зв'язування іонів H^+ та OH^- у молекули води. Оскільки зв'язування іонів відбувається тільки в одному напрямку (прямому), то реакція є необоротною. Відзначимо, що це скорочене іонно-молекулярне рівняння відбиває сутність будь-якої реакції нейтралізації, в якій беруть участь розчинна сильна основа та розчинна сильна кислота. Зверніть увагу й на те, що **один іон H^+ та один іон OH^- утворюють одну молекулу води**. Це допомагає легко визначати коефіцієнт перед водою в більш складних рівняннях реакцій.



1. В гідроксиді металу Ba(OH)_2 валентність Ba дорівнює двом. Йому відповідає оксид BaO, який є основним (рис. 2.1). Ba(OH)_2 є основою. Формула H_2SO_4 починається з Гідрогену, тому це кислота. Реакція має відбуватися за схемою реакції нейтралізації, тобто утворюватимуться сіль і вода.

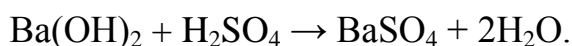
2. Валентність металу нам вже відома ($V_{\text{Ba}}=2$), тобто відомий і його заряд – Ba^{2+} . Виділяємо кислотний залишок у формулі кислоти: $\text{H}_2\boxed{\text{SO}_4}$. Він з'єднаний із двома атомами Гідрогену, тому його заряд дорівнює (2–).

3. Складаємо формулу солі та дописуємо воду:

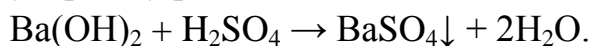


Заряди катіона металу та аніона кислотного залишку однакові за абсолютною величиною, їхня алгебраїчна сума дорівнює нулю, тому для забезпечення електронейтральності молекули індекси катіона та аніона у формулі солі дорівнюють 1.

4. У реакції 2H^+ і 2OH^- утворюють 2 молекули H_2O . Рівняння реакції



5. Реакція відбувається у водному розчині. Тому записуємо її рівняння в іонно-молекулярній формі, визначаючи для цього розчинність і силу кожного електроліту. Ва – метал II А групи, розташований у Періодичній системі під Са, він утворює луг, тобто $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – розчинна сильна основа (табл. 3.2), записується у вигляді іонів. H_2SO_4 не відноситься до нерозчинних кислот (табл. 2.1). Це оксигеновмісна кислота (правий стовпець таблиці 3.1), в якій $n_{\text{O}} - n_{\text{H}} = 2$. Сульфур знаходиться в головній підгрупі Періодичної системи, тому кислота є сильною. Розчинна сильна кислота записується у вигляді іонів. Сіль BaSO_4 є нерозчинною (додаток 1), записується у вигляді молекул, а її нерозчинність позначається стрілкою, спрямованою вниз. H_2O – це дуже слабкий електроліт, записується у вигляді молекул. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні.

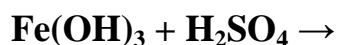


іони іони молекули молекули

Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння.



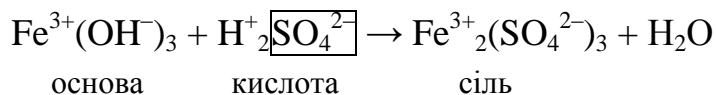
Сутність цієї реакції полягає в зв'язуванні іонів Ba^{2+} з іонами SO_4^{2-} , а іонів H^+ – з іонами OH^- . Всі іони беруть участь у реакції, тому скласти скорочене іонно-молекулярне рівняння не можна. Зв'язування іонів відбувається тільки в одному напрямку (прямому), тому реакція є необоротною.



1. В гідроксиді металу $\text{Fe}(\text{OH})_3$ валентність Fe дорівнює трьом. Йому відповідає оксид Fe_2O_3 , який виявляє амфотерні властивості в безводному середовищі при нагріванні, а в водному розчині є основним (див. рис. 2.1). $\text{Fe}(\text{OH})_3$ є основою. H_2SO_4 – це кислота. Реакція має відбуватися за схемою реакції нейтралізації, тобто утворюватимуться сіль і вода.

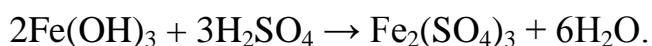
2. Валентність металу нам вже відома ($V_{\text{Fe}}=3$), тобто відомий і його заряд – Fe^{3+} . Заряд кислотного залишку кислоти H_2SO_4 , як ми вже з'ясували, дорівнює (2–).

3. Складаємо формулу солі й дописуємо воду:

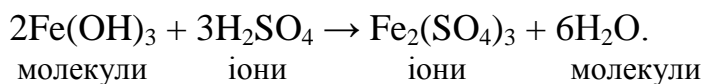


При зарядах іонів $\text{Fe}^{3+}\text{SO}_4^{2-}$ алгебраїчна сума зарядів дорівнює нулю, якщо індекси дорівнюють $3 \times 2 : 3 = 2$ для Fe^{3+} та $3 \times 2 : 2 = 3$ для SO_4^{2-} . Формула солі $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

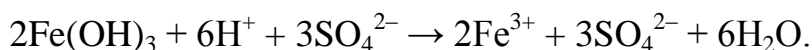
4. За формулою найбільш складної сполуки $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ визначаємо, що перед $\text{Fe}(\text{OH})_3$ необхідно поставити коефіцієнт 2, а перед H_2SO_4 – коефіцієнт 3. Тоді 6 H^+ і 6 OH^- утворять 6 H_2O . Рівняння реакції



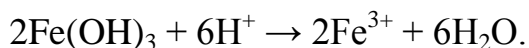
5. Реакція відбувається у водному розчині. Тому записуємо її рівняння в іонно-молекулярній формі, визначаючи для цього розчинність і силу кожного електроліту. Fe – метал VIII В групи, він не утворює луг, тобто $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – нерозчинна основа (табл. 3.2), записується у вигляді молекул. H_2SO_4 , як ми вже з'ясували, є сильною розчинною кислотою й записується у вигляді іонів. Сіль $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ є розчинною (див. додаток 1), не відноситься до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. H_2O – дуже слабкий електроліт, записується у вигляді молекул. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні.



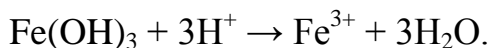
Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння.



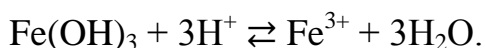
Бачимо, що іони SO_4^{2-} не зв'язуються з жодними іонами, тобто не беруть участь у реакції. Вилучивши їх, отримаємо скорочене іонно-молекулярне рівняння



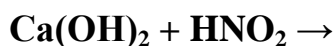
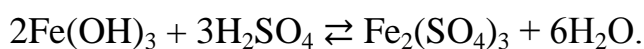
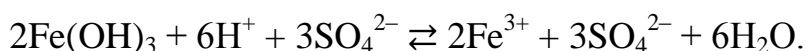
Після вилучення іонів SO_4^{2-} всі коефіцієнти стали парними, їх слід скоротити на 2:



Зв'язування іонів відбувається водночас у двох протилежних напрямках (утворення H_2O та $\text{Fe}(\text{OH})_3$), тому реакція відбувається, але є оборотною, і це слід показати в рівнянні реакції



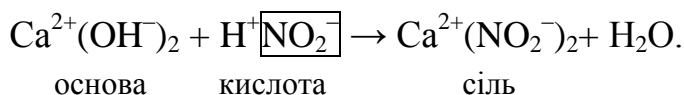
Знак оборотності треба поставити також у повному іонно-молекулярному та молекулярному рівняннях



1. В гідроксиді металу $\text{Ca}(\text{OH})_2$ валентність Ca дорівнює двом. Йому відповідає оксид CaO, який є основним (рис. 2.1). $\text{Ca}(\text{OH})_2$ є основою. HNO_2 – це кислота. Маємо справу з реакцією нейтралізації, тобто утворюються сіль і вода.

2. Валентність металу нам вже відома ($V_{\text{Ca}}=2$), тобто відомий і його заряд – Ca^{2+} . Виділяємо кислотний залишок у формулі кислоти: $\text{H}\boxed{\text{NO}_2}$. Він з'єднаний з одним атомом Гідрогену, тому його заряд становить (-).

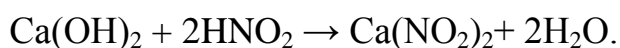
3. Складаємо формулу солі й дописуємо воду:



При зарядах іонів $\text{Ca}^{2+}\text{NO}_2^-$ алгебраїчна сума зарядів дорівнює нулю, якщо індекси дорівнюють 1 для Ca^{2+} та 2 для NO_2^- . Формула солі $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$.

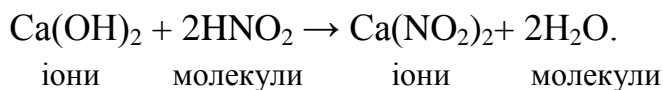
4. За формулою солі визначаємо, що перед $\text{Ca}(\text{OH})_2$ необхідно поставити коефіцієнт 1, а перед HNO_2 коефіцієнт 2. Тоді 2 H^+ і 2 OH^- утворять 2 H_2O .

Рівняння реакції

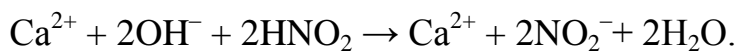


5. Реакція відбувається у водному розчині. Тому записуємо її рівняння в іонно-молекулярній формі, визначаючи для цього розчинність і силу кожного електроліту. Ca – метал II A групи, який утворює луг. У таблиці розчинності відзначено, що $\text{Ca}(\text{OH})_2$ є малорозчинною речовиною, але це сильна основа (табл. 3.2), яка дає високу концентрацію іонів у розчині, тому запишемо її у вигляді іонів. HNO_2 не відноситься до нерозчинних кислот (табл. 2.1). Це оксигеновмісна кислота (правий стовпець таблиці 3.1), в якій $n_{\text{O}} - n_{\text{H}} = 1$. Кислота є слабкою, тому запишемо її в вигляді молекул. Сіль $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ є розчинною, не відноситься до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. H_2O – дуже слабкий електроліт, записується у вигляді мо-

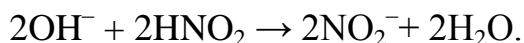
лекул. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні.



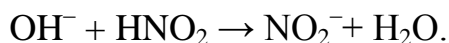
Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння



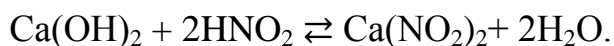
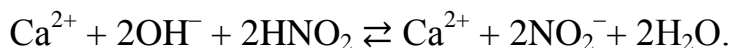
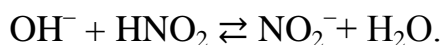
З іонно-молекулярного рівняння можна вилучити іони Ca^{2+} . Отримаємо



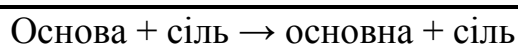
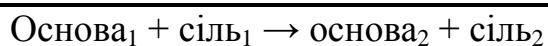
Скорочуємо коефіцієнти на 2:



Зв'язування іонів відбувається водночас у двох протилежних напрямках (утворення H_2O та HNO_2), тому реакція відбувається, але є оборотною, і це слід показати в рівняннях реакції за допомогою знаку оборотності



5. Взаємодія основ з солями



Реакції за другою схемою будуть розглянуті в підрозділі 8.6.

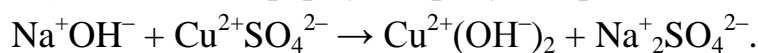
Реакція за першою схемою є **реакцією іонного обміну** й відбувається в розчині. Такі реакції складаються за єдиним правилом, і для них справедлива універсальна умова перебігу (підрозділ 3.5). Розглянемо приклади.



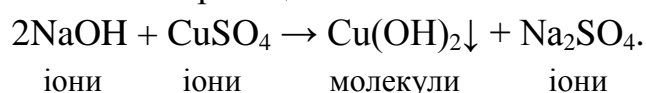
1. NaOH – основа, CuSO_4 – сіль, оскільки складається з металу та кислотного залишку. Реакція має відбуватися за схемою, що розглядається.

2. Якщо відомо, що реакція є реакцією обміну, яка відбувається у водному розчині, то для застосування універсального правила складання рівняння реакції (підрозділ 3.5) слід визначити заряди іонів, з яких складаються речовини, що реагують. Що стосується основи, то це дуже просто – катіон і

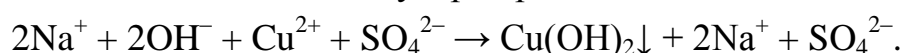
аніон є однозарядними (Na^+OH^-). Визначаючи заряди йонів у формулі солі, можна починати з заряду катіона металу, якщо він виявляє єдину можливу валентність. Якщо метал виявляє змінну валентність, слід починати з заряду кислотного залишку, оскільки в будь-якій солі він має такий самий заряд, як і в кислоті. Тому перш за все треба знайти аніон відповідного складу в таблиці розчинності й подивитися, який заряд він має, або встановити формулу кислоти, яка містить відповідний кислотний залишок. У таблиці розчинності солей (додаток 1) знаходимо SO_4^{2-} . Такий самий заряд ми отримуємо з формули сульфатної кислоти H_2SO_4 . Оскільки індекси металу та кислотного залишку в формулі CuSO_4 дорівнюють 1, то катіон має заряд $2+$ (Cu^{2+}). Складаємо формули продуктів реакції:



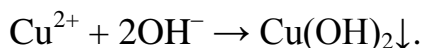
3. Для застосування універсальної умови перебігу реакцій іонного обміну запишемо рівняння реакції в іонно-молекулярній формі, визначаючи для цього розчинність і силу кожного електроліту. NaOH – це луг, тобто розчинна основа, записується у вигляді іонів. CuSO_4 – розчинна сіль (додаток 1), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – основа, оскільки це гідроксид металу, якому відповідає основний оксид CuO (рис. 2.1), причому Cu – це метал І Б групи, який луг не утворює (табл. 3.2), тому $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – нерозчинна основа, записується у вигляді молекул. У рівнянні реакції необхідно показати, що нерозчинна речовина випадає в осад. Це робиться за допомогою стрілки, спрямованої вниз, поруч з формулою речовини. Na_2SO_4 – розчинна сіль (додаток 1), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні, одночасно розставляючи коефіцієнти. Зрівнювати реакції обміну дуже легко, якщо рахувати не окремі атоми, а залишки цілком. Рівняння реакції



Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння



З іонно-молекулярного рівняння можна вилучити іони Na^+ та SO_4^{2-} . Отримаємо скорочене іонно-молекулярне рівняння

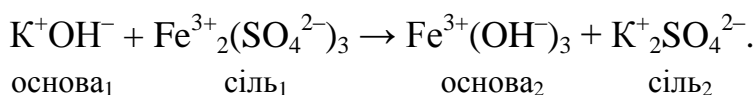


Зв'язування іонів відбувається тільки в одному напрямку (прямому), тому реакція відбувається й є необоротною.

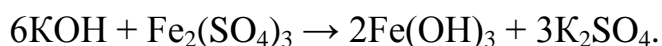


1. KOH – це основа, оскільки це гідроксид металу, якому відповідає основний оксид K_2O (рис. 2.1). $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сіль, оскільки складається з металу та кислотного залишку. Реакція має відбуватися за схемою, що розглядається.

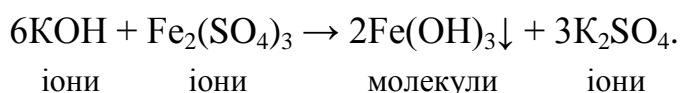
2. Складаємо формули продуктів реакції, визначивши заряди залишків у вихідних речовинах,



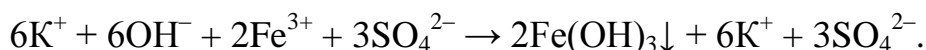
3. За кількістю залишків у формулі найбільш складної сполуки $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ визначаємо коефіцієнти перед $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (2) і перед K_2SO_4 (3). Щоб зрівняти кількість атомів K та гідроксогруп, перед KOH потрібно поставити коефіцієнт 6. Рівняння реакції



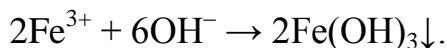
4. Для застосування універсальної умови перебігу реакцій іонного обміну запишемо рівняння реакції в іонно-молекулярній формі, визначаючи для цього розчинність і силу кожного електроліту. KOH – це луг, тобто розчинна основа, записується у вигляді іонів. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – розчинна сіль (додаток 1), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – основа, оскільки це гідроксид металу, якому відповідає основний у водних розчинах оксид Fe_2O_3 (рис. 2.1), причому Fe – це метал побічної підгрупи, який луг не утворює (табл. 3.2), тому $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – нерозчинна основа, записується у вигляді молекул. K_2SO_4 – розчинна сіль (додаток 1), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні. Не забудемо про стрілку поруч з $\text{Fe}(\text{OH})_3$.



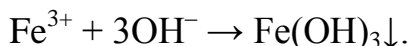
Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння



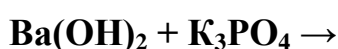
З іонно-молекулярного рівняння можна вилучити іони K^+ та SO_4^{2-} . Отримаємо



Скорочуємо коефіцієнти на 2:

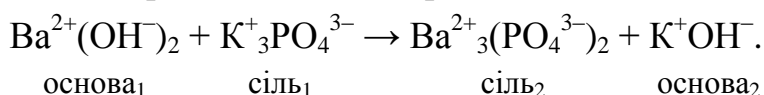


Зв'язування іонів відбувається тільки в одному напрямку (прямому), тому реакція відбувається й є необоротною.

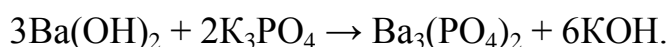


1. $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – основа, оскільки це гідроксид металу, якому відповідає основний оксид BaO (рис. 2.1), K_3PO_4 – сіль, оскільки складається з металу та кислотного залишку. Реакція має відбуватися за схемою, що розглядається.

2. Складаємо формули продуктів реакції, визначивши заряди залишків у вихідних речовинах. Маємо на увазі, що кислотний залишок у формулі вихідної солі є залишком кислоти H_3PO_4 , тому його заряд дорівнює (3–). Те ж саме можна отримати з таблиці розчинності, яка містить аніон PO_4^{3-} .

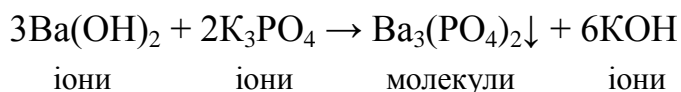


3. За кількістю залишків у формулі найбільш складної сполуки $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ визначаємо коефіцієнти перед $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (3) і перед K_3PO_4 (2). Щоб зрівняти кількість атомів K та гідроксогруп, перед KOH потрібно поставити коефіцієнт 6. Рівняння реакції

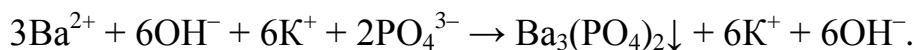


4. Для застосування універсальної умови перебігу реакцій іонного обміну запишемо рівняння реакції в іонно-молекулярній формі, визначаючи для цього розчинність і силу кожного електроліту. Ba – метал II А групи, розташований у Періодичній системі під Кальцієм, тому $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – це луг, тобто розчинна основа, записується у вигляді іонів. K_3PO_4 – розчинна сіль (додаток 1), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ – нерозчинна сіль (додаток 1), записується у вигляді молекул. KOH – це луг, тобто розчинна основа, записується у вигляді іонів.

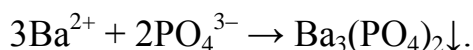
Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні. Не забудемо про стрілку поруч з $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$.



Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння



З іонно-молекулярного рівняння можна вилучити іони K^+ та OH^- . Отримаємо

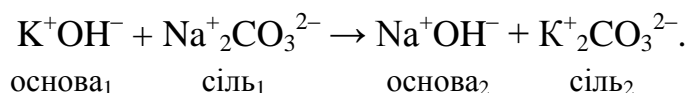


Зв'язування іонів відбувається тільки в одному напрямку (прямому), тому реакція відбувається й є необоротною.

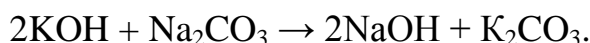


1. KOH – основа, Na_2CO_3 – сіль, оскільки складається з металу та кислотного залишку. Реакція має відбуватися за схемою, що розглядається.

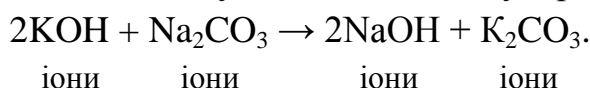
2. Визначаємо заряди залишків у вихідних речовинах та складаємо формули продуктів реакції



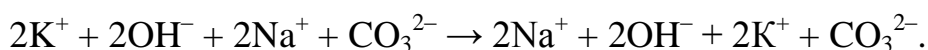
3. Визначаємо коефіцієнти



4. Для застосування універсальної умови перебігу реакцій іонного обміну запишемо рівняння реакції в іонно-молекулярній формі, визначаючи для цього розчинність і силу кожного електроліту. KOH – це луг, тобто розчинна основа, записується у вигляді іонів. Na_2CO_3 – розчинна сіль (додаток 1), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. NaOH – це луг, тобто розчинна основа, записується у вигляді іонів. K_2CO_3 – розчинна сіль (додаток 1), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні.



Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння

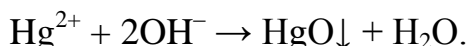
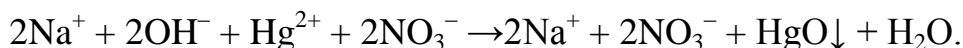
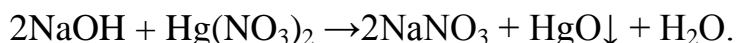
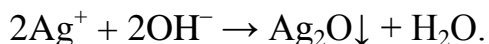
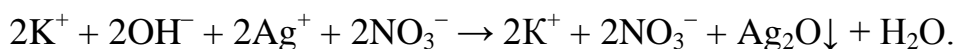
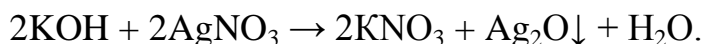


Як бачимо, зв'язування іонів не відбувається, тому ця реакція в водному розчині неможлива. Однак при випарюванні розчину утворюються кристали всіх чотирьох речовин.

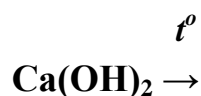
6. Розкладання основ



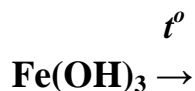
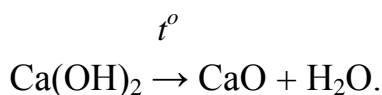
7.1 Розкладання в момент утворення. Деякі основи не можна одержати під час взаємодії з лугом відповідної солі, тому що вони розкладаються в момент утворення. Це **CuOH** (не $\text{Cu}(\text{OH})_2!$), **AgOH**, **Hg(OH)₂**, **Hg₂(OH)₂**. В останній сполуці Меркурій має валентність $V = 2$, але два його атоми зв'язані один з одним й утворюють єдине ціле $-\text{Hg}-\text{Hg}-$. Це можна записати також як іон Hg_2^{2+} . Якщо за загальною схемою реакції має утворитися один з цих гідроксидів, то замість нього будуть одержані відповідний оксид і вода. Наприклад,



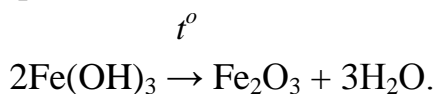
7.2. Термічне розкладання, тобто розкладання при підвищеній температурі. Термічному розкладанню **не піддаються** тільки NaOH, KOH, RbOH, CsOH. Ці луги при нагріванні плавляться без розкладання. Всі інші основи при нагріванні здатні розкладатися. Відщеплення води називають ще процесом **дегідратації**. Валентність металу в основному оксиді дорівнює його валентності в основі. Розглянемо приклади.



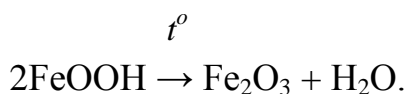
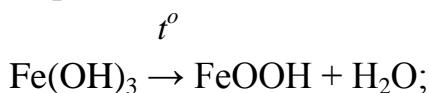
Валентність Ca в $\text{Ca}(\text{OH})_2$ дорівнює двом. Формула оксиду CaO. Рівняння реакції



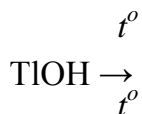
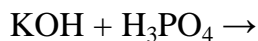
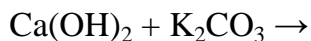
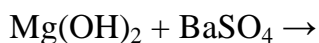
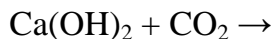
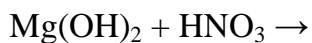
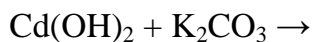
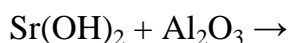
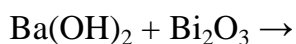
Валентність Fe у Fe(OH)₃ дорівнює трьом. Формула оксиду Fe₂O₃. Щоб зрівняти кількість атомів Fe, перед Fe(OH)₃ ставимо коефіцієнт 2. Кількість атомів H стає рівною 6. Перед H₂O потрібно поставити коефіцієнт 3. Рівняння реакції

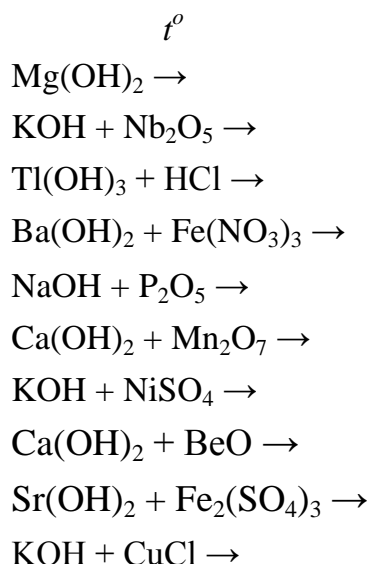


Розкладання трикислотних основ може відбуватися ступінчасто, тобто спочатку може відщепитися тільки одна молекула води. Наприклад, для Fe(OH)₃ реакції виглядають так:



Завдання 5.3. Визначити, чи можливі такі реакції. Скласти рівняння можливих реакцій. Реакції йонного обміну записати в молекулярній та іонно-молекулярній формі.





ЗМІСТ

	Стор.
ВСТУП.....	3
1. ХІМІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ ТА РЕЧОВИНИ.....	4
2. ОКСИДИ.....	16
2.1. Характер оксидів.....	18
2.2. Загальні хімічні властивості оксидів.....	21
2.3. Додаткові властивості оксидів металів.....	39
3. ПОНЯТТЯ ПРО ЕЛЕКТРОЛІТИ.....	40
3.1. Іони. Електролітична дисоціація.....	40
3.2. Сильні та слабкі кислоти.....	43
3.3. Сильні та слабкі гідроксиди металів.....	44
3.4. Солі – сильні й слабкі електроліти.....	45
3.5. Правила складання рівнянь реакцій у розчинах електролітів.....	45
4. ГІДРОКСИДИ МЕТАЛІВ ТА ЇХ ХАРАКТЕР.....	46
5. ОСНОВИ.....	48
5.1. Залишки основ.....	48
5.2. Електролітична дисоціація основ.....	51
5.3. Загальні хімічні властивості основ.....	52

Навчальне видання

Никифорова Ніна Анатоліївна

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ: АЛГОРИТМИ ТА ПРИКЛАДИ

Частина 1

Навчальний посібник

Тем. план 2018, поз. 14

Підписано до друку 25.05.2018 . Формат 60x84 1/16. Папір друк. Друк плоский.
Облік.-вид. арк.4,12. Умов. друк. арк.4,06. Замовлення №141.

Національна металургійна академія України
49600, м. Дніпро, пр. Гагаріна,4

Редакційно-видавничий відділ НМетАУ