Государственное бюджетное общеобразовательное учреждение "Школа №109"

УЧИМ & ЗНАЕМ
СЕТЕВОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ СОДРУЖЕСТВО

Конспекты с неполной информацией как средство обучения химии, адаптированное к условиям медицинского стационара

Анна Валерьевна Дзенис,
Обособленное структурное подразделение
(НМИЦ ДГОИ им. Д.Рогачева)
ГБОУ «Школа № 109»

«***Суть методического приема***

конспектирования на бланках

–

подача новой информации в виде укрупненного блока

через различные источники информации

(видеофрагмент, рассказ учителя, демонстрационные опыты и т.д.)

с последующей проверкой выполненной работы.

При этом формируется одно из

ОУУ – умение целостного

восприятия и систематизации

большого объема информации.»

(Маршанова Г.Л.) [1 с.16]

Особенности конспектов с неполной информацией

1) На одном листе (А4), как правило, представлен материал одного урока

ребенку легко "включиться в работу", что особенно важно при групповой форме обучения, когда дети одной параллели могут изучать разные темы

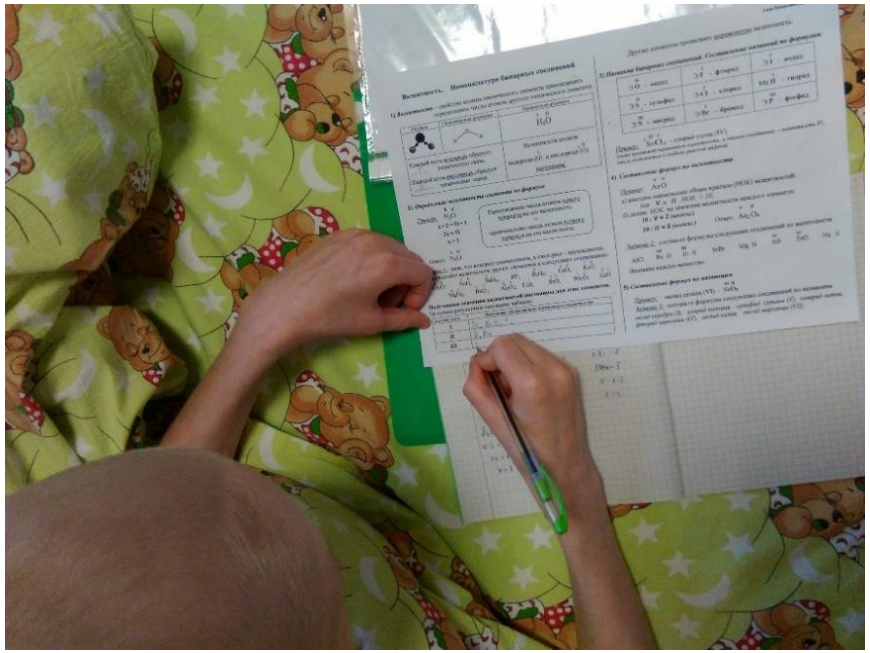
2) Учебный материал (в том числе и задания) дается в определенной системе

ученик принимает участие в осмысленном создании структурного конспекта по изучаемой теме урока

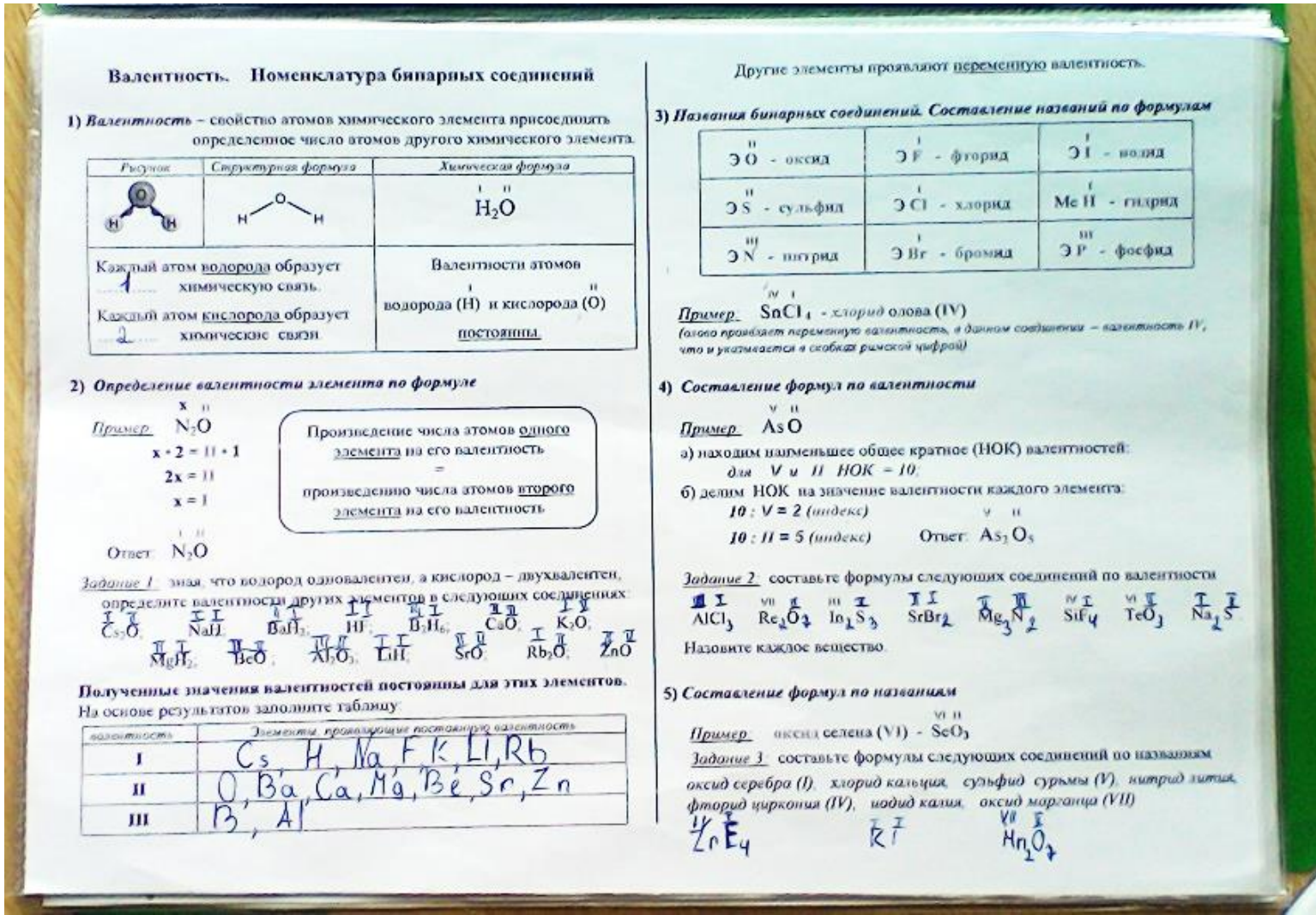
этот конспект помогает школьнику четко представить себе тот минимальный объем информации по изучаемой теме урока, который он должен усвоить

конспект останется у ученика после урока, ребенок сможет им воспользоваться при самостоятельном повторении темы или решении упражнений

Пример бланка-конспекта с неполной информацией (8 класс)



Тема «Валентность»



Валентность. Номенклатура бинарных соединений

1) ***Валентность*** – свойство атомов химического элемента присоединять определенное число атомов другого химического элемента.

Рисунок	Структурная формула	Химическая формула
		H_2O
Каждый атом водорода образует 1 химическую связь. Каждый атом кислорода образует 2 химические связи.		Валентности атомов водорода (H) и кислорода (O) постоянны.

2) ***Определение валентности элемента по формуле***

Пример N_2O

$x \cdot 2 = II \cdot 1$

$2x = II$

$x = I$

Ответ: N_2O

Произведение числа атомов одного элемента на его валентность = произведению числа атомов второго элемента на его валентность

Задание 1 зная, что водород одновалентен, а кислород – двухвалентен, определите валентности других элементов в следующих соединениях:

Cs_2O, NaI, BaH_2, HI, B_2H_6, CaO, K_2O, MgH_2, BeO, Al_2O_3, LiH, SrO, Rb_2O, ZnO

Полученные значения валентностей постоянны для этих элементов.

На основе результатов заполните таблицу:

валентность	Элементы, проявляющие постоянную валентность
I	Cs, H, Na, F, K, Li, Rb
II	O, Ba, Ca, Mg, Be, Sr, Zn
III	B, Al

Другие элементы проявляют переменную валентность.

3) ***Названия бинарных соединений. Составление названий по формулам***

ЭO – оксид	ЭF – фторид	ЭI – иодид
ЭS – сульфид	ЭCl – хлорид	MeH – гидрид
ЭN – нитрид	ЭBr – бромид	ЭP – фосфид

Пример $SnCl_4$ – *хлорид* олова (IV)

(олово проявляет переменную валентность, в данном соединении – валентность IV, что и указывается в скобках римской цифрой)

4) ***Составление формул по валентности***

Пример AsO

а) находим наименьшее общее кратное (НОК) валентностей:

для V и II НОК = 10;

б) делим НОК на значение валентности каждого элемента:

10 : V = 2 (индекс)

10 : II = 5 (индекс)

Ответ: As_2O_5

Задание 2 составьте формулы следующих соединений по валентности

$AlCl_3$, Re_2O_7, In_2S_3, $SrBr_2$, Mg_3N_2, SiF_4, TeO_3, Na_2S

Назовите каждое вещество.

5) ***Составление формул по названиям***

Пример оксид селена (VI) – SeO_3

Задание 3 составьте формулы следующих соединений по названиям

оксид серебра (I), хлорид кальция, сульфид сурьмы (V), нитрид лития, фторид циркония (IV), иодид калия, оксид марганца (VII)

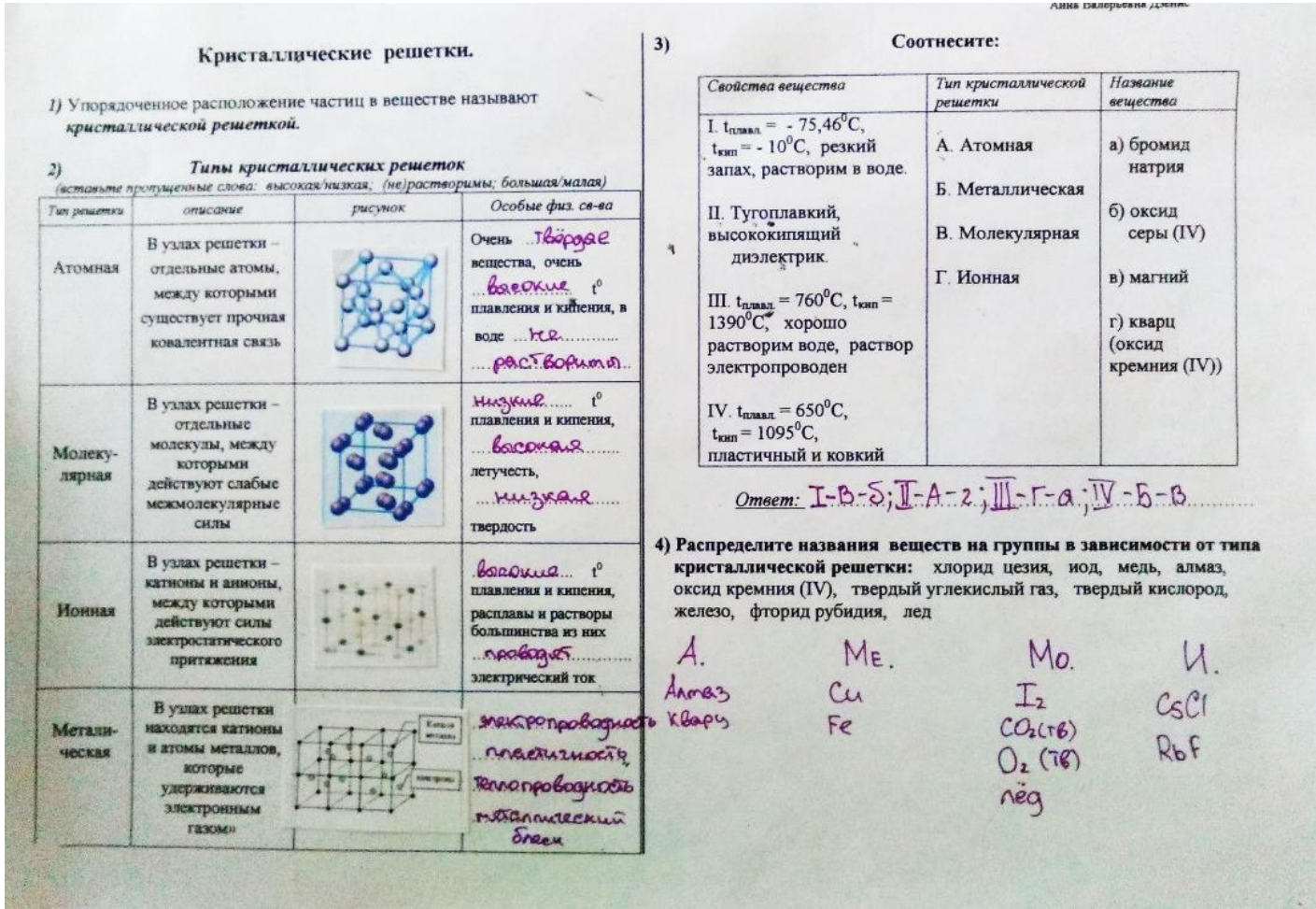
ZrF_4, KI, Mn_2O_7

Использование конспектов с неполной информацией в условиях обучения в стационаре

Деятельность учащихся	• работают на бланках конспектов с допустимыми источниками информации по отдельному фрагменту темы урока; • обсуждают результат работы с учителем и корректируют ошибки
Деятельность учителя	во время урока выступает в роли помогающего, а не контролирующего (*не фиксирует ошибки ученика, а помогает ему увидеть их* и направляет к пониманию правильного решения)

Работа с бланком-конспектом с неполной информацией (9 класс)

Тема «Кристаллические решетки»



Кристаллические решетки.

1) Упорядоченное расположение частиц в веществе называют ***кристаллической решеткой.***

2) ***Типы кристаллических решеток***

(вставьте пропущенные слова: высокая/низкая; (не)растворимы; большая/малая)

Тип решетки	*описание*	*рисунок*	*Особые физ. св-ва*
Атомная	В узлах решетки – отдельные атомы, между которыми существует прочная ковалентная связь		Очень твёрдые вещества, очень высокие t^0 плавления и кипения, в воде не растворимы
Молеку-лярная	В узлах решетки – отдельные молекулы, между которыми действуют слабые межмолекулярные силы		низкие t^0 плавления и кипения, высокая летучесть, низкая твердость
Ионная	В узлах решетки – катионы и анионы, между которыми действуют силы электростатического притяжения		высокие t^0 плавления и кипения, расплавы и растворы большинства из них проводят электрический ток
Метали-ческая	В узлах решетки находятся катионы и атомы металлов, которые удерживаются электронным газом»		электропроводность, пластичность, теплопроводность, металлический блеск

3) **Соотнесите:**

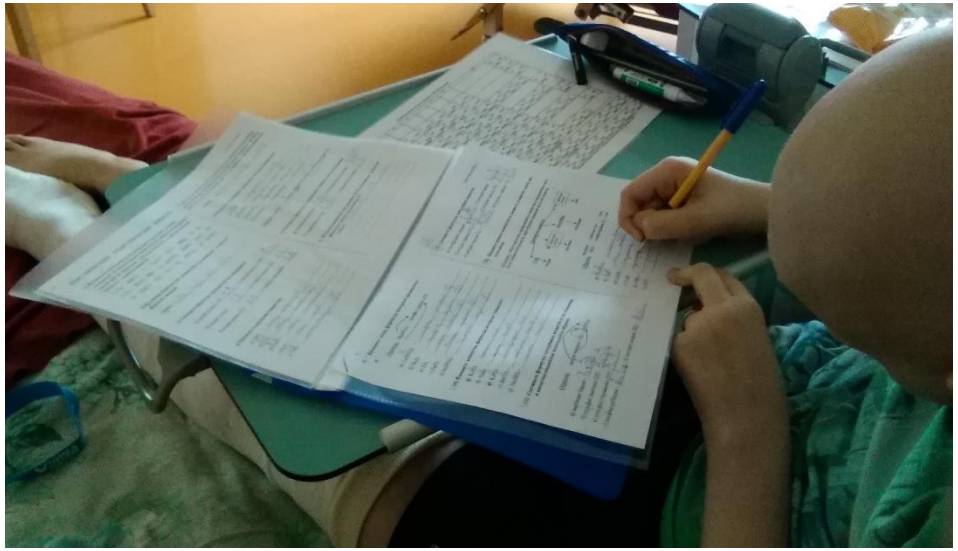
Свойства вещества	*Тип кристаллической решетки*	*Название вещества*
I. $t_{плавл.}$ = - 75,46^{0}C, $t_{кип}$ = - 10^{0}C, резкий запах, растворим в воде.	А. Атомная	а) бромид натрия
II. Тугоплавкий, высококипящий диэлектрик.	Б. Металлическая	б) оксид серы (IV)
III. $t_{плавл.}$ = 760^{0}C, $t_{кип}$ = 1390^{0}C, хорошо растворим воде, раствор электропроводен	В. Молекулярная	в) магний
IV. $t_{плавл.}$ = 650^{0}C, $t_{кип}$ = 1095^{0}C, пластичный и ковкий	Г. Ионная	г) кварц (оксид кремния (IV))

Ответ: I-В-б; II-А-г; III-Г-а; IV-Б-в

4) **Распределите названия веществ на группы в зависимости от типа кристаллической решетки:** хлорид цезия, иод, медь, алмаз, оксид кремния (IV), твердый углекислый газ, твердый кислород, железо, фторид рубидия, лед

А.	Ме.	Мо.	И.
Алмаз	Cu	I_2	CsCl
кварц	Fe	CO_2(тв)	RbF
		O_2 (тв)	
		лёд	

Каждый ученик,
работая с конспектами с неполной информацией,
создает свою собственную **«тетрадь-учебник»**.



«Тетрадь-учебник» становится
одним из инструментов построения
индивидуального образовательного маршрута ученика,
находящегося на длительном лечении
в условиях стационара

Индивидуальный образовательный маршрут (ИОМ)

«Персональная траектория освоения содержания образования
на избранном уровне
через осуществление различных видов деятельности,
выбор которых обусловлен
индивидуальными особенностями учащегося.»

(по М.Г.Остренко)

Цели:

а) компенсация трудностей в обучении,

б) успешное освоение предметного материала,

в) расширение сферы знаний по учебной дисциплине.

Компоненты тетради-учебника по химии

Состав тетради-учебника
(на примере 9 класса)

Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева
и таблица растворимости

«Учебные листы» –
конспекты с неполной информацией
по изучаемой теме

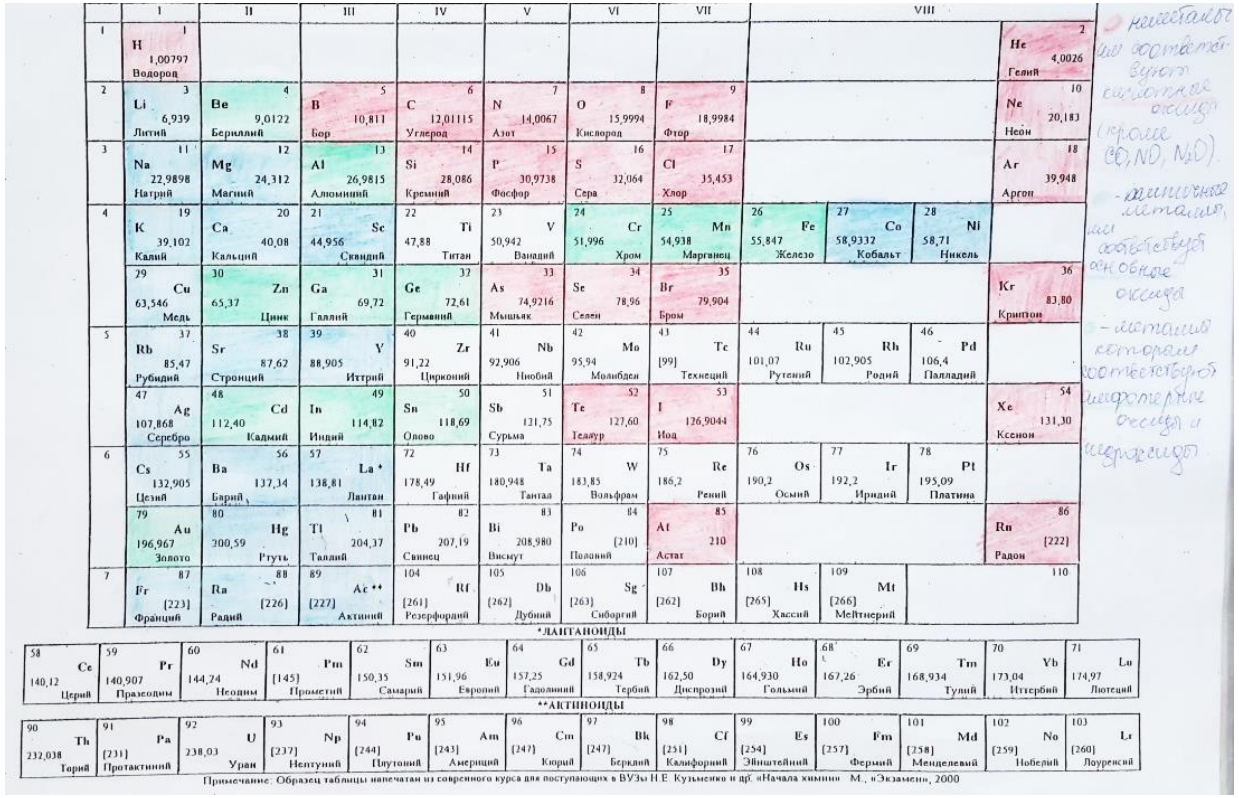
Обобщающие **опорные схемы** для создания у ученика краткого, но целостного представления о разделе, в котором находится изучаемая тема

Вспомогательная опорная информация, изученная ранее, но необходимая ученику для усвоения текущего материала

Пример тетради-учебника ученицы 9 класса

УЧИМ & ЗНАЕМ
СЕТЕВОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ СОДРУЖЕСТВО

Периодическая система



	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	1 H 1,00797 Водород										2 He 4,0026 Гелий
2	3 Li 6,939 Литий	4 Be 9,0122 Бериллий	5 B 10,811 Бор	6 C 12,01115 Углерод	7 N 14,0067 Азот	8 O 15,9994 Кислород	9 F 18,9984 Фтор				10 Ne 20,183 Неон
3	11 Na 22,9898 Натрий	12 Mg 24,312 Магний	13 Al 26,9815 Алюминий	14 Si 28,086 Кремний	15 P 30,9738 Фосфор	16 S 32,064 Сера	17 Cl 35,453 Хлор				18 Ar 39,948 Аргон
4	19 K 39,102 Калий	20 Ca 40,08 Кальций	21 Sc 44,956 Скандий	22 Ti 47,88 Титан	23 V 50,942 Ванадий	24 Cr 51,996 Хром	25 Mn 54,938 Марганец	26 Fe 55,847 Железо	27 Co 58,9332 Кобальт	28 Ni 58,71 Никель	
	29 Cu 63,546 Медь	30 Zn 65,37 Цинк	31 Ga 69,72 Галлий	32 Ge 72,61 Германий	33 As 74,9216 Мышьяк	34 Se 78,96 Селен	35 Br 79,904 Бром				36 Kr 83,80 Криптон
5	37 Rb 85,47 Рубидий	38 Sr 87,62 Стронций	39 Y 88,905 Иттрий	40 Zr 91,22 Цирконий	41 Nb 92,906 Ниобий	42 Mo 95,94 Молибден	43 Tc [99] Технеций	44 Ru 101,07 Рутений	45 Rh 102,905 Родий	46 Pd 106,4 Палладий	
	47 Ag 107,868 Серебро	48 Cd 112,40 Кадмий	49 In 114,82 Индий	50 Sn 118,69 Олово	51 Sb 121,75 Сурьма	52 Te 127,60 Теллур	53 I 126,9044 Иод				54 Xe 131,30 Ксенон
6	55 Cs 132,905 Цезий	56 Ba 137,34 Барий	57 La* 138,81 Лантан	72 Hf 178,49 Гафний	73 Ta 180,948 Тантал	74 W 183,85 Вольфрам	75 Re 186,2 Рений	76 Os 190,2 Осмий	77 Ir 192,2 Иридий	78 Pt 195,09 Платина	
	79 Au 196,967 Золото	80 Hg 200,59 Ртуть	81 Tl 204,37 Таллий	82 Pb 207,19 Свинец	83 Bi 208,980 Висмут	84 Po [210] Полоний	85 At 210 Астат				86 Rn [222] Радон
7	87 Fr [223] Франций	88 Ra [226] Радий	89 Ac** [227] Актиний	104 Rf [261] Резерфордий	105 Db [262] Дубний	106 Sg [263] Сиборгий	107 Bh [262] Борий	108 Hs [265] Хассий	109 Mt [266] Мейтнерий		110

*ЛАНТАНОИДЫ

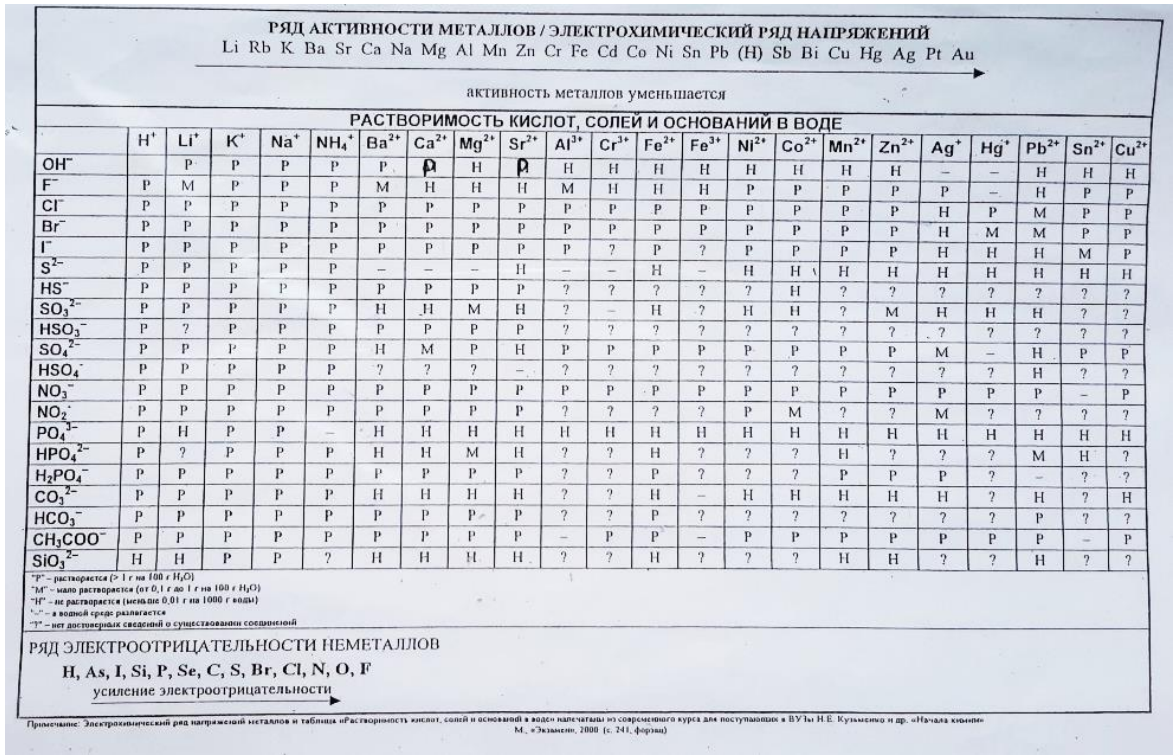
58 Ce 140,12 Церий	59 Pr 140,907 Празеодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [145] Прометий	62 Sm 150,35 Самарий	63 Eu 151,96 Европий	64 Gd 157,25 Гадолиний	65 Tb 158,924 Тербий	66 Dy 162,50 Диспрозий	67 Ho 164,930 Гольмий	68 Er 167,26 Эрбий	69 Tm 168,934 Тулий	70 Yb 173,04 Иттербий	71 Lu 174,97 Лютеций

**АКТИНОИДЫ

90 Th 232,038 Торий	91 Pa [231] Протактиний	92 U 238,03 Уран	93 Np [237] Нептуний	94 Pu [244] Плутоний	95 Am [243] Америций	96 Cm [247] Кюрий	97 Bk [247] Берклий	98 Cf [251] Калифорний	99 Es [254] Эйнштейний	100 Fm [257] Фермий	101 Md [258] Менделевий	102 No [259] Нобелий	103 Lr [260] Лоуренсий

Примечание: Образец таблицы напечатан из современного курса для поступающих в ВУЗы Н.Е. Кузьменко и др. «Начала химии» М., «Экзамен», 2000

и таблица растворимости



РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au

активность металлов уменьшается

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	H^+	Li^+	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Sr^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg^+	Pb^{2+}	Sn^{2+}	Cu^{2+}
OH^-		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	Н	Н
F^-	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	–	Н	Р	Р
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	–	–	–	Н	–	–	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HS^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	–	Н	?	Н	Н	?	М	Н	Н	Н	?	?
HSO_3^-	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	–	Н	Р	Р
HSO_4^-	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	–	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	Н	?	?
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р
NO_2^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	Р	М	?	?	М	?	?	?	?
PO_4^{3-}	Р	Н	Р	Р	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HPO_4^{2-}	Р	?	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	?	Н	?	?	?	Н	?	?	?	М	Н	?
$H_2PO_4^-$	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	Р	Р	Р	?	–	?	?
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	?	Н	?	Н
HCO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	?	?	?	?	Р	?	?
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р	–	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р
SiO_3^{2-}	Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?	?	Н	Н	?	?	Н	?	?

"Р" – растворяется (> 1 г на 100 г H_2O)
"М" – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H_2O)
"Н" – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г воды)
"–" – в водной среде разлагается
"?" – нет достоверных сведений о существовании соединений

РЯД ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ НЕМЕТАЛЛОВ

H, As, I, Si, P, Se, C, S, Br, Cl, N, O, F

усиление электроотрицательности

Примечание: Электрохимический ряд напряжений металлов и таблица «Растворимость кислот, солей и оснований в воде» напечатаны из современного курса для поступающих в ВУЗы Н.Е. Кузьменко и др. «Начала химии» М., «Экзамен», 2000 (с. 241, форзац)

Пример тетради-учебника ученицы 9 класса

Опорная схема по темам
«Электролитическая диссоциация» и «Реакции ионного обмена»

Вещества

Неэлектролиты
(вещества, водные растворы или расплавы которых не проводят электрический ток)

Примеры:
Сахар, иод, спирт

Электролиты
(вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток)

Примеры:
Кислоты (р), щелочи, соли (р)

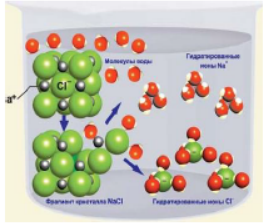
Степень диссоциации (α)

$$\alpha = \frac{\text{число молекул,распавшихся на ионы}}{\text{общее число молекул,введенных в раствор}}$$

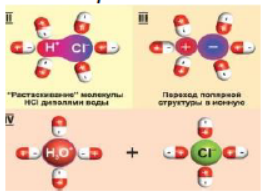
Электролитическая диссоциация
(распад электролита на ионы при растворении его в воде или расплавлении)

Механизм

Веществ с ионной связью



Веществ с ковалентной полярной связью



Теория

1) При внесении в воду электролитов в растворе оказываются положительно и отрицательно заряженные частицы (ионы) (электролитическая диссоциация).
2) Под действием электрического тока ионы перемещаются (катионы – к катоду, анионы – к аноду).
3) Процесс диссоциации обратим.
4) Степень диссоциации зависит от природы электролита и растворителя.

Свойства растворов электролитов – свойства ионов

Реакции ионного обмена (РИО) протекают до конца, если образуется:

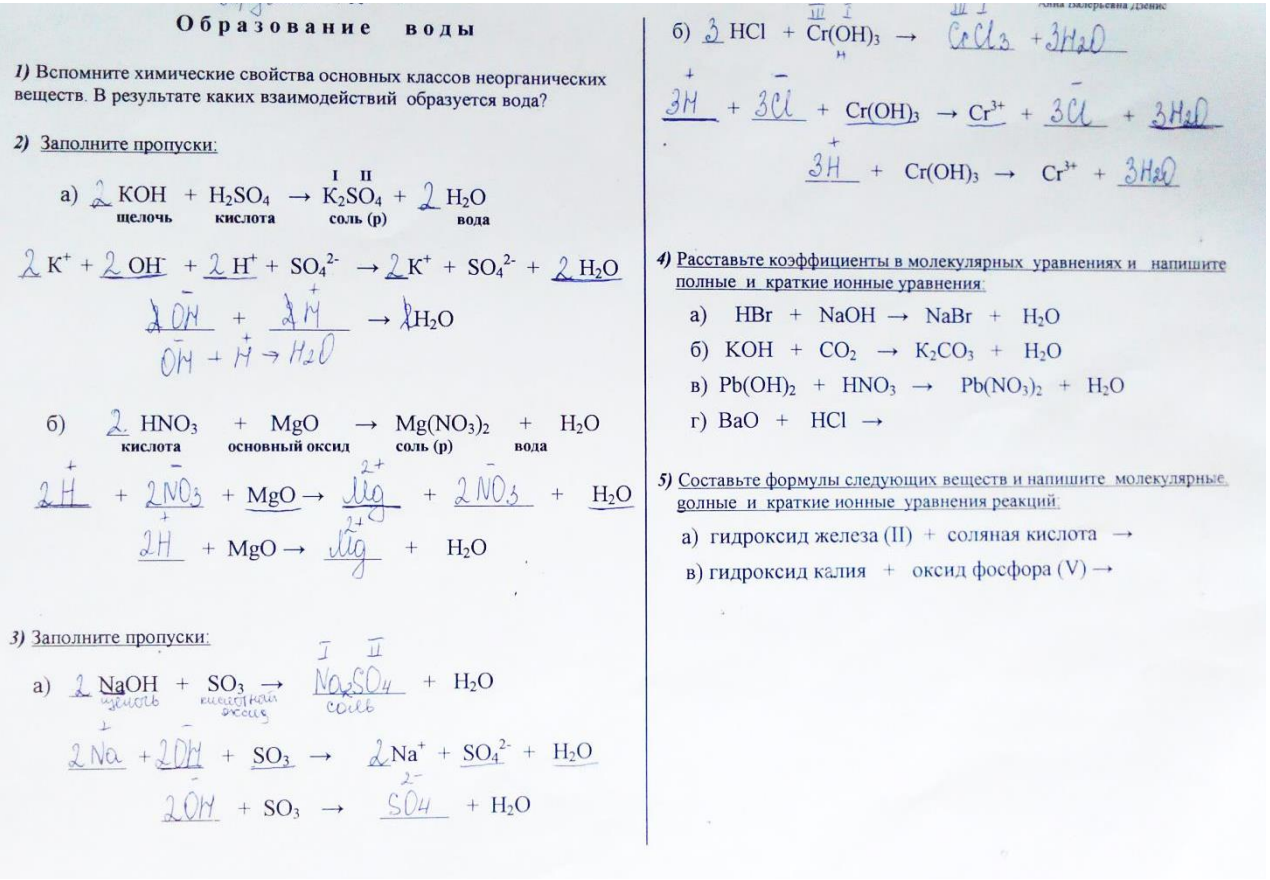
а) осадок
б) газ
в) малодиссоциирующее вещество (вода)

Ученые

1) **Сванте Аррениус** - физическая теория растворов – растворение как процесс распределения частиц растворяемого вещества между частицами растворителя
2) **Д.И.Менделеев** – химическая теория растворов - растворение как образование смеси неустойчивых химических соединений переменного состава
3) **И.А.Каблуков, В.А.Кистяковский** - в растворе могут существовать не только частицы растворенного вещества и растворителя, но и продукты физико-химического взаимодействия растворенного вещества с растворителем

Пример тетради-учебника ученицы 9 класса

Конспекты с неполной информацией по теме
«Реакции ионного обмена» (образование воды и газа)



Образование воды

1) Вспомните химические свойства основных классов неорганических веществ. В результате каких взаимодействий образуется вода?

2) Заполните пропуски:

а) 2 KOH + H_2SO_4 → K_2SO_4 + 2 H_2O
щелочь, кислота, соль (р), вода

$2K^+ + 2OH^- + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow 2K^+ + SO_4^{2-} + 2H_2O$

$2OH^- + 2H^+ \rightarrow 2H_2O$

$OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$

б) 2 HNO_3 + MgO → $Mg(NO_3)_2$ + H_2O
кислота, основный оксид, соль (р), вода

$2H^+ + 2NO_3^- + MgO \rightarrow Mg^{2+} + 2NO_3^- + H_2O$

$2H^+ + MgO \rightarrow Mg^{2+} + H_2O$

3) Заполните пропуски:

а) 2 NaOH + SO_3 → Na_2SO_4 + H_2O
щелочь, кислотный оксид, соль

$2Na^+ + 2OH^- + SO_3 \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-} + H_2O$

$2OH^- + SO_3 \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O$

б) 3 HCl + $Cr(OH)_3$ → $CrCl_3$ + $3H_2O$

$3H^+ + 3Cl^- + Cr(OH)_3 \rightarrow Cr^{3+} + 3Cl^- + 3H_2O$

$3H^+ + Cr(OH)_3 \rightarrow Cr^{3+} + 3H_2O$

4) Расставьте коэффициенты в молекулярных уравнениях и напишите полные и краткие ионные уравнения:

а) HBr + NaOH → NaBr + H_2O

б) KOH + CO_2 → K_2CO_3 + H_2O

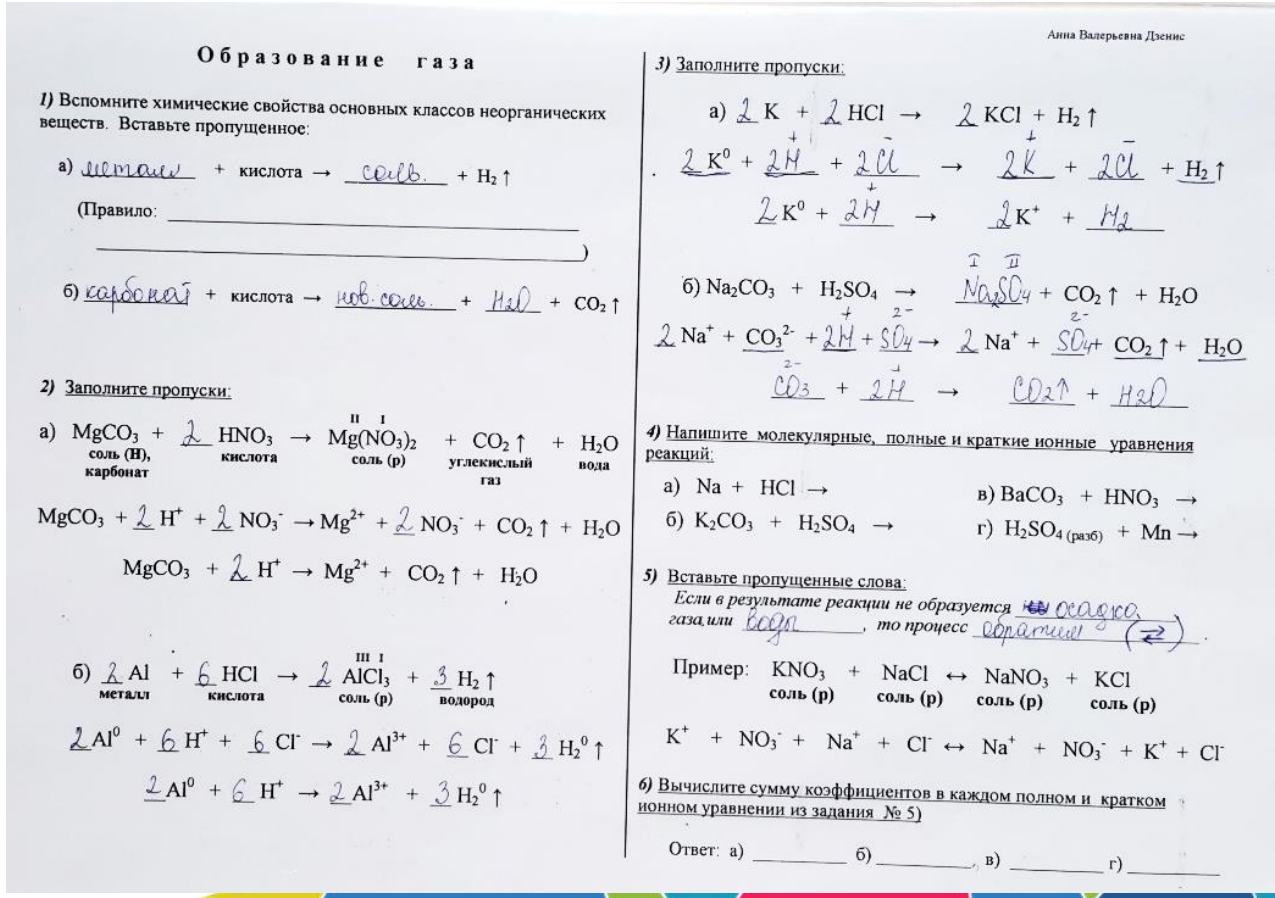
в) $Pb(OH)_2$ + HNO_3 → $Pb(NO_3)_2$ + H_2O

г) BaO + HCl →

5) Составьте формулы следующих веществ и напишите молекулярные, полные и краткие ионные уравнения реакций:

а) гидроксид железа (II) + соляная кислота →

в) гидроксид калия + оксид фосфора (V) →



Анна Валерьевна Дзенис

Образование газа

1) Вспомните химические свойства основных классов неорганических веществ. Вставьте пропущенное:

а) металл + кислота → соль + H_2↑

(Правило: _____)

б) карбонат + кислота → нов. соль + H_2O + CO_2↑

2) Заполните пропуски:

а) $MgCO_3$ + 2 HNO_3 → $Mg(NO_3)_2$ + CO_2↑ + H_2O
соль (Н), карбонат; кислота; соль (р); углекислый газ; вода

$MgCO_3 + 2H^+ + 2NO_3^- \rightarrow Mg^{2+} + 2NO_3^- + CO_2\uparrow + H_2O$

$MgCO_3 + 2H^+ \rightarrow Mg^{2+} + CO_2\uparrow + H_2O$

б) 2 Al + 6 HCl → 2 $AlCl_3$ + 3 H_2↑
металл, кислота, соль (р), водород

$2Al^0 + 6H^+ + 6Cl^- \rightarrow 2Al^{3+} + 6Cl^- + 3H_2^0\uparrow$

$2Al^0 + 6H^+ \rightarrow 2Al^{3+} + 3H_2^0\uparrow$

3) Заполните пропуски:

а) 2 K + 2 HCl → 2 KCl + H_2↑

$2K^0 + 2H^+ + 2Cl^- \rightarrow 2K^+ + 2Cl^- + H_2\uparrow$

$2K^0 + 2H^+ \rightarrow 2K^+ + H_2$

б) Na_2CO_3 + H_2SO_4 → Na_2SO_4 + CO_2↑ + H_2O

$2Na^+ + CO_3^{2-} + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-} + CO_2\uparrow + H_2O$

$CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O$

4) Напишите молекулярные, полные и краткие ионные уравнения реакций:

а) Na + HCl →

б) K_2CO_3 + H_2SO_4 →

в) $BaCO_3$ + HNO_3 →

г) H_2SO_4 (разб) + Mn →

5) Вставьте пропущенные слова:

Если в результате реакции не образуется осадок, *газ или* вода, *то процесс* обратим (⇄).

Пример: KNO_3 + NaCl ↔ $NaNO_3$ + KCl
соль (р); соль (р); соль (р); соль (р)

$K^+ + NO_3^- + Na^+ + Cl^- \leftrightarrow Na^+ + NO_3^- + K^+ + Cl^-$

6) Вычислите сумму коэффициентов в каждом полном и кратком ионном уравнении из задания № 5)

Ответ: а) _____ б) _____, в) _____ г) _____

Пример тетради-учебника ученицы 9 класса

УЧИМ & ЗНАЕМ
СЕТЕВОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ СОДРУЖЕСТВО

Вспомогательная опорная информация

по теме *«Классы неорганических веществ»*

ХИМИЯ 9 и 11 кл

• 1 • Валентность некоторых элементов в химических соединениях

Валентность	Химические элементы с постоянной валентностью
I	H, Na, K, Li, Rb, Cs, F
II	O, Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn
III	B, Al

• 2 • Простые вещества, молекулы которых двухатомны:

N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2, H_2

• 3 • Классификация неорганических веществ

а) *Оксиды* – это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых кислород ($Э_xO_y$).

б) *Основания* - сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов, соединенные с одной или несколькими гидроксогруппами $Me(OH)_n$.

Щелочи – растворимые в воде основания

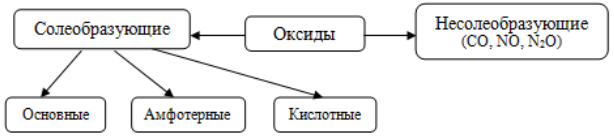
в) *Кислоты* – сложные вещества, которые состоят из атомов водорода, способных замещаться на атомы металлов, и кислотных остатков

г) *Амфотерные гидроксиды* – проявляют свойства как кислот, так и нерастворимых оснований.

д) *Соли* - сложные вещества, образованные атомами металлов и кислотными остатками.

	название кислоты	*формула*	*кислотный остаток*	*название*
сильные	азотная	HNO_3	$\overset{I}{NO_3}$	нитрат
	соляная	HCl	$\overset{I}{Cl}$	хлорид
	серная	H_2SO_4	$\overset{II}{SO_4}$	сульф*ат*
	бромоводородная	HBr	$\overset{I}{Br}$	бромид
	иодоводородная	HI	$\overset{I}{I}$	иодид
слабые	сероводородная	H_2S	$\overset{II}{S}$	сульф*ид*
	серн*ист*ая	H_2SO_3	$\overset{II}{SO_3}$	сульф*ит*
	азот*ист*ая	HNO_2	$\overset{I}{NO_2}$	нитр*ит*
	угольная	H_2CO_3	$\overset{II}{CO_3}$	карбонат
	кремниевая	H_2SiO_3	$\overset{II}{SiO_3}$	силикат
	ортофосфорная	H_3PO_4	$\overset{III}{PO_4}$	ортофосфат

• 4 • Классификация оксидов



• 5 • Кислотные оксиды и соответствующие им кислоты

Кислотный оксид → соответствует → Кислота

SO_3	H_2SO_4
SO_2	H_2SO_3
N_2O_5	HNO_3
P_2O_5	H_3PO_4
CO_2	H_2CO_3
SiO_2	H_2SiO_3
Cl_2O_7	$HClO_4$

• 6 • Ряд активности металлов

Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb (H_2) →
химическая активность уменьшается

(H_2) Cu, Hg, Ag, Pt, Au →
химическая активность уменьшается

• 7 • Свойства классов неорганических веществ

1) ***Кислотный оксид*** + H_2O → ***кислота***
(кроме SiO_2)

2) ***Основный оксид*** + H_2O → ***щелочь***
(для оксидов Me IA группы и CaO, SrO, BaO)

3) ***Активный металл*** + H_2O → ***щелочь*** + H_2

4) ***Кислотный оксид*** + ***основный оксид*** → ***соль***

5) ***$Me(OH)_n$*** + ***кислота***
Me_xO_y + ***кислота***
Щелочь + ***кислотный оксид***
→ ***Соль*** + H_2O

6) ***Кислота*** + ***р-р соли****
Щелочь + ***р-р соли***
Р-р соли + ***р-р соли***
Me + ***р-р соли***
Каждый предыдущий металл вытесняет последующий металл из раствора его соли.
→ ***Новая соль***
+ ***новая кислота***↓
+ ***новое основание*** ↓
+ ***новая соль***↓
+ ***новый Me***↓

7)* карбонат + кислота → CO_2↑ + H_2O + новая соль.
сульф*ит* + кислота → SO_2↑ + H_2O + новая соль.
сульф*ид* + кислота → H_2S↑ + новая соль

8) ***Кислота*** + ***Me*** → ***соль*** + H_2
(Me в ряду активности до H_2!)

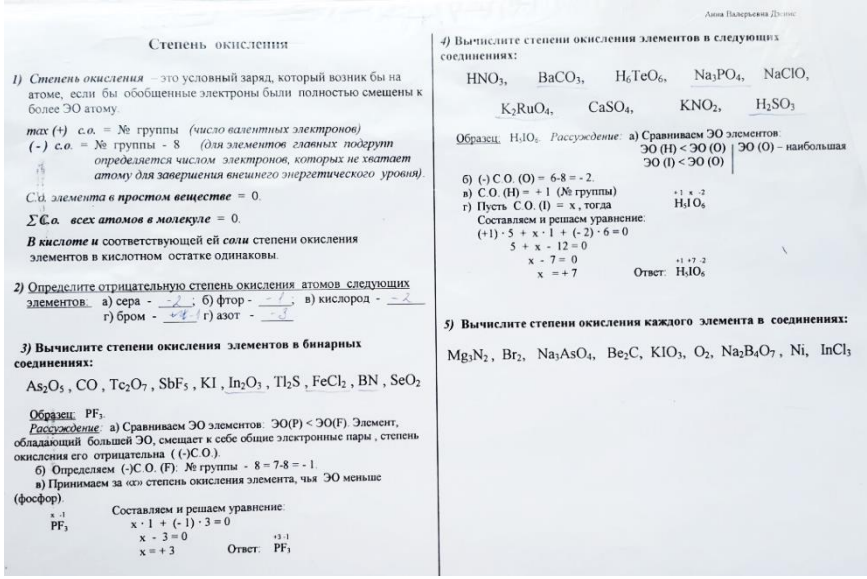
9) ***Нерастворимое основание*** $\xrightarrow{t}$ ***Me_xO_y*** + H_2O

10) ***Амфотерные оксиды (и гидроксиды) взаимодействуют как с кислотами, так и со щелочами.***

Пример тетради-учебника ученицы 9 класса

Конспекты с неполной информацией по темам

«Степень окисления»



Степень окисления

1) *Степень окисления* – это условный заряд, который возник бы на атоме, если бы обобщенные электроны были полностью смещены к более ЭО атому.

max (+) с.о. = № группы *(число валентных электронов)*

(-) с.о. = № группы - 8 *(для элементов главных подгрупп определяется числом электронов, которых не хватает атому для завершения внешнего энергетического уровня).*

С.о. элемента в простом веществе = 0.

∑С.о. всех атомов в молекуле = 0.

В кислоте и соответствующей ей *соли* степени окисления элементов в кислотном остатке одинаковы.

2) Определите отрицательную степень окисления атомов следующих элементов: а) сера - -2; б) фтор - -1; в) кислород - -2; г) бром - +4; г) азот - -3

3) Вычислите степени окисления элементов в бинарных соединениях:

As_2O_5, CO, Tc_2O_7, SbF_5, KI, In_2O_3, Tl_2S, $FeCl_2$, BN, SeO_2

Образец: PF_3.

Рассуждение: а) Сравниваем ЭО элементов: ЭО(Р) < ЭО(F). Элемент, обладающий большей ЭО, смещает к себе общие электронные пары, степень окисления его отрицательна ((-)С.О.).

б) Определяем (-)С.О. (F): № группы - 8 = 7-8 = - 1.

в) Принимаем за «х» степень окисления элемента, чья ЭО меньше (фосфор).

$\overset{x\ -1}{PF_3}$ Составляем и решаем уравнение:

$x \cdot 1 + (-1) \cdot 3 = 0$

$x - 3 = 0$

$x = +3$ Ответ: $\overset{+3\ -1}{PF_3}$

Анна Валерьевна Д...

4) Вычислите степени окисления элементов в следующих соединениях:

HNO_3, $BaCO_3$, H_6TeO_6, Na_3PO_4, $NaClO$, K_2RuO_4, $CaSO_4$, KNO_2, H_2SO_3

Образец: H_5IO_6. Рассуждение: а) Сравниваем ЭО элементов:

ЭО (Н) < ЭО (О)
ЭО (I) < ЭО (О) | ЭО (О) – наибольшая

б) (-) С.О. (О) = 6-8 = - 2.

в) С.О. (Н) = + 1 (№ группы)

г) Пусть С.О. (I) = x, тогда $\overset{+1\ x\ -2}{H_5IO_6}$

Составляем и решаем уравнение:

$(+1) \cdot 5 + x \cdot 1 + (-2) \cdot 6 = 0$

$5 + x - 12 = 0$

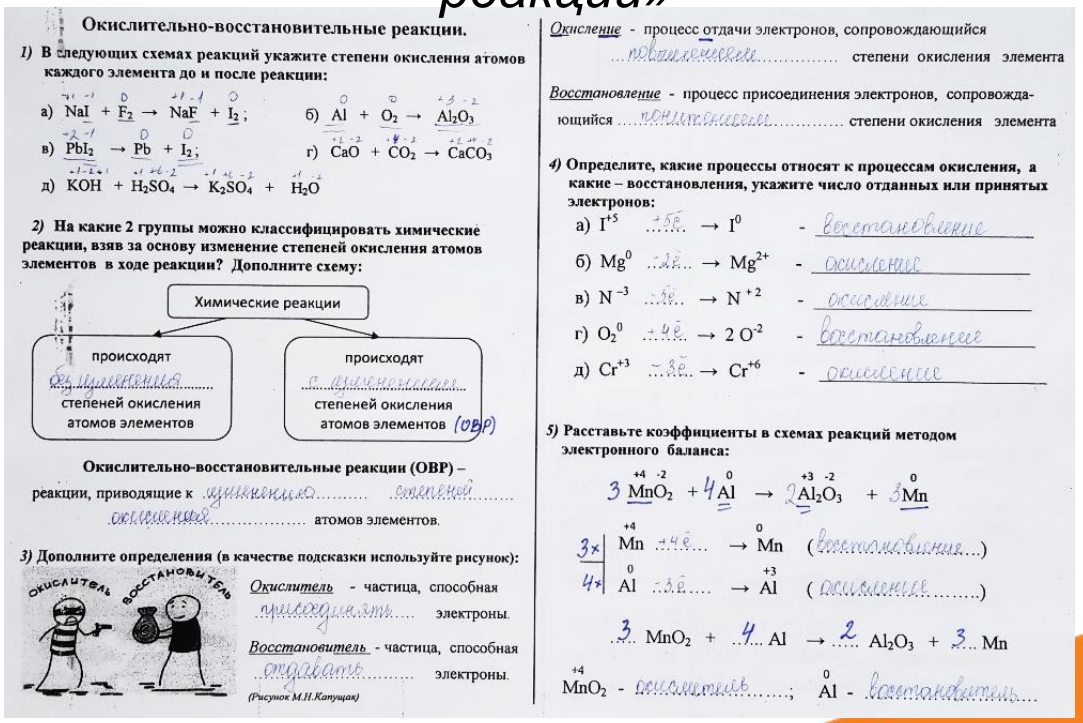
$x - 7 = 0$

$x = +7$ Ответ: $\overset{+1\ +7\ -2}{H_5IO_6}$

5) Вычислите степени окисления каждого элемента в соединениях:

Mg_3N_2, Br_2, Na_3AsO_4, Be_2C, KIO_3, O_2, $Na_2B_4O_7$, Ni, $InCl_3$

«Окислительно-восстановительные реакции»



Окислительно-восстановительные реакции.

1) В следующих схемах реакций укажите степени окисления атомов каждого элемента до и после реакции:

а) $\overset{+1\ -1}{NaI} + \overset{0}{F_2} \rightarrow \overset{+1\ -1}{NaF} + \overset{0}{I_2}$;

б) $\overset{0}{Al} + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{+3\ -2}{Al_2O_3}$

в) $\overset{+2\ -1}{PbI_2} \rightarrow \overset{0}{Pb} + \overset{0}{I_2}$;

г) $\overset{+1\ -2}{CaO} + \overset{+4\ -2}{CO_2} \rightarrow \overset{+2\ +4\ -2}{CaCO_3}$

д) $\overset{+1\ -2\ +1}{KOH} + \overset{+1\ +6\ -2}{H_2SO_4} \rightarrow \overset{+1\ +6\ -2}{K_2SO_4} + \overset{+1\ -2}{H_2O}$

2) На какие 2 группы можно классифицировать химические реакции, взяв за основу изменение степеней окисления атомов элементов в ходе реакции? Дополните схему:

Химические реакции

- происходят без изменения степеней окисления атомов элементов
- происходят с изменением степеней окисления атомов элементов (ОВР)

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – реакции, приводящие к изменению степеней окисления атомов элементов.

3) Дополните определения (в качестве подсказки используйте рисунок):

Окислитель – частица, способная присоединять электроны.

Восстановитель – частица, способная отдавать электроны.

(Рисунок М.Н.Капущак)

Окисление – процесс отдачи электронов, сопровождающийся повышением степени окисления элемента

Восстановление – процесс присоединения электронов, сопровождающийся понижением степени окисления элемента

4) Определите, какие процессы относят к процессам окисления, а какие – восстановления, укажите число отданных или принятых электронов:

а) I^{+5} +5ē → I^0 - восстановление

б) Mg^0 -2ē → Mg^{2+} - окисление

в) N^{-3} -6ē → N^{+2} - окисление

г) O_2^0 +4ē → $2\,O^{-2}$ - восстановление

д) Cr^{+3} -3ē → Cr^{+6} - окисление

5) Расставьте коэффициенты в схемах реакций методом электронного баланса:

$3\,\overset{+4\ -2}{MnO_2} + 4\,\overset{0}{Al} \rightarrow 2\,\overset{+3\ -2}{Al_2O_3} + 3\,\overset{0}{Mn}$

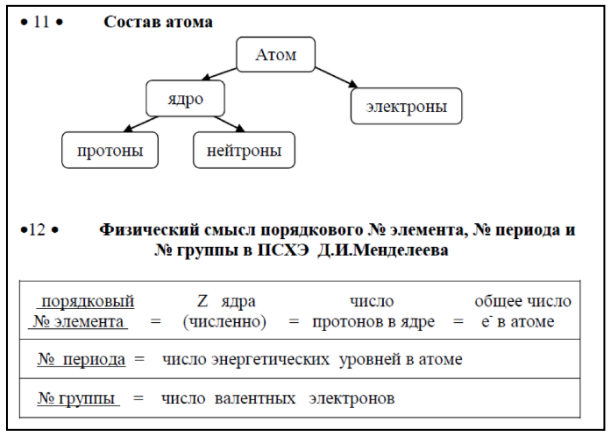
3× $\overset{+4}{Mn}$ +4ē → $\overset{0}{Mn}$ (восстановление)

4× $\overset{0}{Al}$ -3ē → $\overset{+3}{Al}$ (окисление)

3 MnO_2 + 4 Al → 2 Al_2O_3 + 3 Mn

$\overset{+4}{MnO_2}$ - окислитель; $\overset{0}{Al}$ - восстановитель

Вспомогательная опорная информация по теме *«Строение атома»*



• 11 • **Состав атома**

Атом
- ядро
  - протоны
  - нейтроны
- электроны

•12 • **Физический смысл порядкового № элемента, № периода и № группы в ПСХЭ Д.И.Менделеева**

порядковый № элемента	=	Z ядра (численно)	=	число протонов в ядре	=	общее число e^- в атоме
№ периода	=	число энергетических уровней в атоме				
№ группы	=	число валентных электронов				

Пример тетради-учебника ученицы 9 класса

Конспект с неполной информацией по теме «Галогены»

Неметаллы главной подгруппы VII группы

1) Особенности строения атомов галогенов

а) 7 валентных электронов,

б) степени окисления (F) = -1; 0

степени окисления (Cl, Br, I) = -1; 0; +1; +3; +5; +7.

2) Особенности физических свойств простых веществ галогенов

Фтор - светло-желтый газ
Хлор - желто-зеленый газ
Бром - красно-бурая жидкость
Йод - темно-серые кристаллы
} ядовиты

3) Химические свойства простых веществ галогенов

Галогены – сильные окислители.

А) Взаимодействие с неметаллами.

1) $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$

2) $S + 3F_2 \rightarrow SF_6$

По ряду $F_2 \rightarrow I_2$ уменьшаются ЭО и окислительная активность.

Б) Галогены реагируют со многими металлами с образованием солей

1) $2Al + 3Br_2 \rightarrow 2AlBr_3$

2) $2Na + I_2 \rightarrow 2NaI$

В) Взаимодействие галогенов со сложными веществами:

1) Более активный галоген может вытеснить менее активные галогены из растворов их солей.

Допишите уравнения возможных реакций:

$2NaI + Cl_2 \rightarrow 2NaCl + I_2$

в) $Cl_2 + 2KBr \rightarrow 2KCl + Br_2$

$KF + I_2$ ✗

г) $Br_2 + NaCl$ ✗

$F_2 \rightarrow Cl_2 \rightarrow Br_2 \rightarrow I_2$

2) взаимодействие с водой (кроме иода):

а) $2F_2 + 2H_2O \rightarrow 4HF + O_2$

б) $Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HClO$

Галогеноводородные кислоты и их соли

1) Галогеноводороды при обычных условиях - газообразные вещества, хорошо растворяются в воде, образуют кислоты

2) Растворы галогеноводородов в воде проявляют свойства кислот

HF ⟶ HI,

$R_{атома}$ (галогена) увеличивается,

сила кислот увеличивается.

3) Свойства галогеноводородных кислот, общие с другими кислотами:

- Взаимодействие с металлами $6HCl + 2Al \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$
- Взаимодействие с оксидами металлов $MgO + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O$
- Взаимодействие с основаниями $Zn(OH)_2 + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + 2H_2O$
- Взаимодействие с растворами солей $2HCl + Na_2CO_3 \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O + 2NaCl$
- Изменяют окраску универсального индикатора на _____

4) Особое свойство плавиковой кислоты – взаимодействие с SiO_2:

$4HF + SiO_2 \rightarrow SiF_4 + 2H_2O$

5) Качественные реакции на галогенид-ионы

а) $NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl\downarrow$(белый) $+ NaNO_3$

б) $NaBr + AgNO_3 \rightarrow AgBr\downarrow$ (желтоватый) $+ NaNO_3$

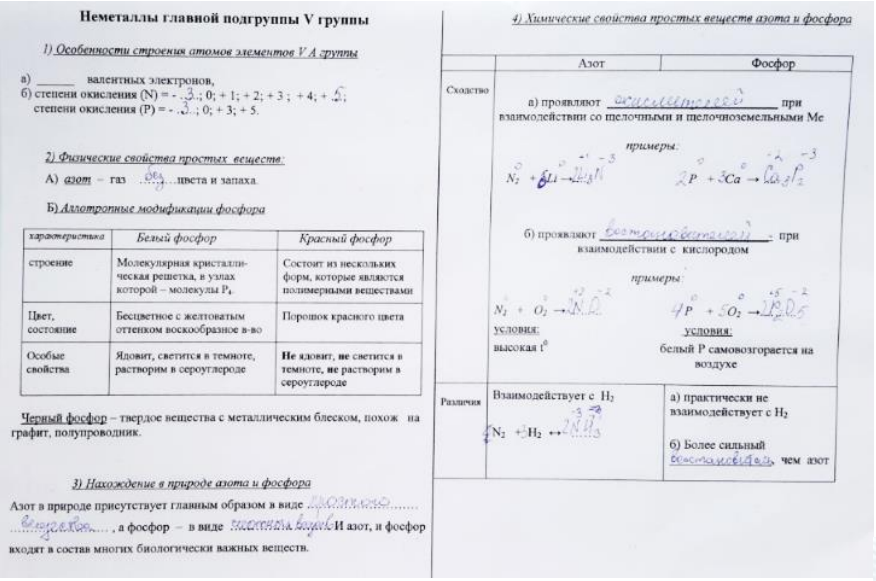
в) $NaI + AgNO_3 \rightarrow AgI\downarrow$(ярко-желтый) $+ NaNO_3$

г) $2NaF + CaCl_2 \rightarrow CaF_2\downarrow$(белый) $+ 2NaCl$

Пример тетради-учебника ученицы 9 класса

Конспекты с неполной информацией

по теме
«Подгруппа азота»



Неметаллы главной подгруппы V группы

1) Особенности строения атомов элементов V А группы

а) _____ валентных электронов,
б) степени окисления (N) = - 3; 0; + 1; + 2; + 3 ; + 4; + 5;
степени окисления (P) = - 3; 0; + 3; + 5.

2) Физические свойства простых веществ:

А) азот – газ без цвета и запаха.

Б) Аллотропные модификации фосфора

характеристика	Белый фосфор	Красный фосфор
строение	Молекулярная кристаллическая решетка, в узлах которой – молекулы P_4	Состоит из нескольких форм, которые являются полимерными веществами
Цвет, состояние	Бесцветное с желтоватым оттенком воскообразное в-во	Порошок красного цвета
Особые свойства	Ядовит, светится в темноте, растворим в сероуглероде	**Не** ядовит, **не** светится в темноте, **не** растворим в сероуглероде

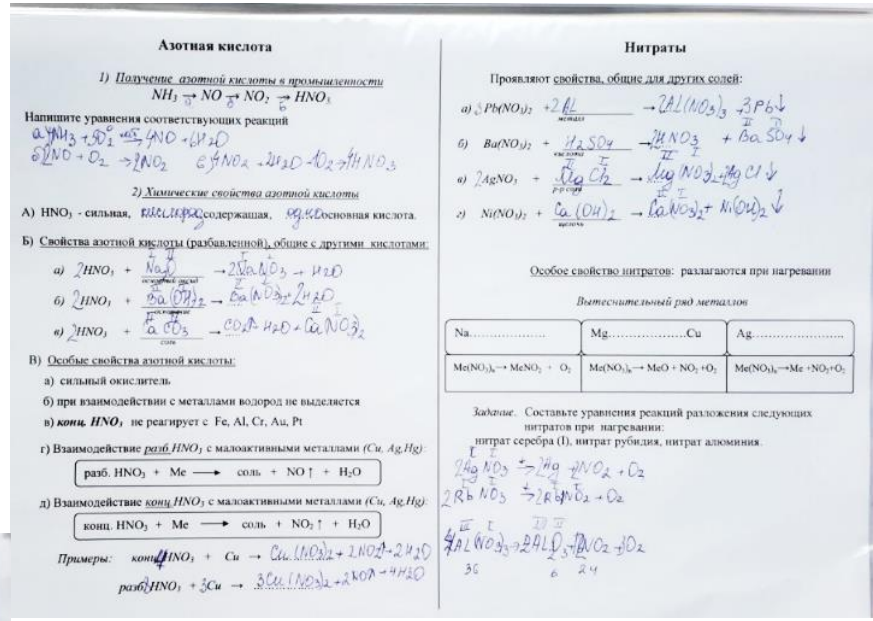
Черный фосфор – твердое вещества с металлическим блеском, похож на графит, полупроводник.

3) Нахождение в природе азота и фосфора

Азот в природе присутствует главным образом в виде ...газообразно... ...воздуха..., а фосфор – в виде ...минералы... И азот, и фосфор входят в состав многих биологически важных веществ.

4) Химические свойства простых веществ азота и фосфора

	Азот	Фосфор
Сходство	а) проявляют окислительные при взаимодействии со щелочными и щелочноземельными Ме примеры: $N_2 + 6Li \rightarrow 2Li_3N$ $\quad 2P + 3Ca \rightarrow Ca_3P_2$	
	б) проявляют восстановительные при взаимодействии с кислородом примеры: $N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$ $\quad 4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$ условия: высокая t°	условия: белый P самовозгорается на воздухе
Различия	Взаимодействует с H_2 $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$	а) практически не взаимодействует с H_2 б) Более сильный восстановитель, чем азот



Азотная кислота

1) Получение азотной кислоты в промышленности

$NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3$

Напишите уравнения соответствующих реакций

а) $4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{кат} 4NO + 6H_2O$
б) $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ $\quad$ в) $4NO_2 + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4HNO_3$

2) Химические свойства азотной кислоты

А) HNO_3 - сильная, кислородсодержащая, одноосновная кислота.

Б) Свойства азотной кислоты (разбавленной), общие с другими кислотами:

а) $2HNO_3 + Na_2O \rightarrow 2NaNO_3 + H_2O$
б) $2HNO_3 + Ba(OH)_2 \rightarrow Ba(NO_3)_2 + 2H_2O$
в) $2HNO_3 + CaCO_3 \rightarrow CO_2 + H_2O + Ca(NO_3)_2$

В) Особые свойства азотной кислоты:

а) сильный окислитель
б) при взаимодействии с металлами водород не выделяется
в) ***конц. HNO_3*** не реагирует с Fe, Al, Cr, Au, Pt
г) Взаимодействие разб HNO_3 с малоактивными металлами (Cu, Ag,Hg):

$$\text{разб. } HNO_3 + Me \longrightarrow \text{соль} + NO\uparrow + H_2O$$

д) Взаимодействие конц HNO_3 с малоактивными металлами (Cu, Ag,Hg):

$$\text{конц. } HNO_3 + Me \longrightarrow \text{соль} + NO_2\uparrow + H_2O$$

Примеры: конц $HNO_3 + Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$
разб $HNO_3 + 3Cu \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$

Нитраты

Проявляют свойства, общие для других солей:

а) $Pb(NO_3)_2 + 2Al \rightarrow 2Al(NO_3)_3 + 3Pb\downarrow$
б) $Ba(NO_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow 2HNO_3 + BaSO_4\downarrow$
в) $2AgNO_3 + CuCl_2 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2AgCl\downarrow$
г) $Ni(NO_3)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + Ni(OH)_2\downarrow$

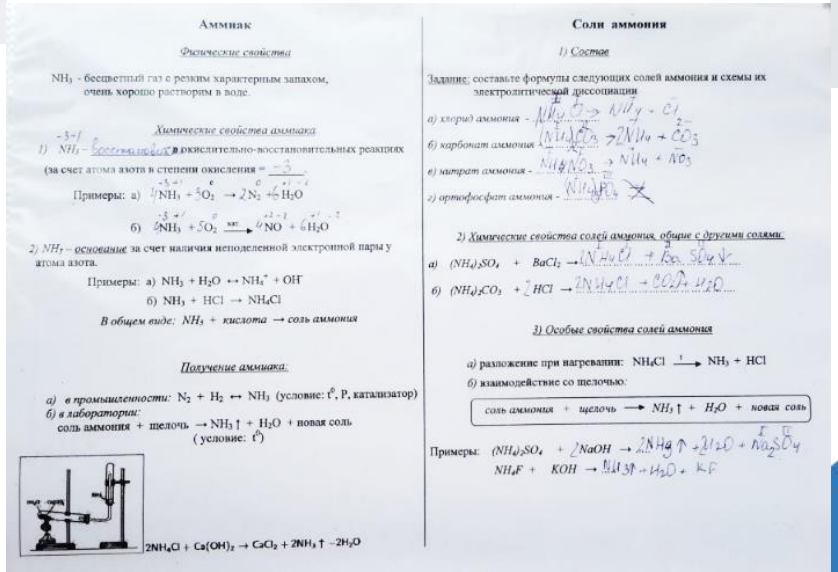
Особое свойство нитратов: разлагаются при нагревании

Вытеснительный ряд металлов

Na.....	Mg.....Cu	Ag.....
$Me(NO_3)_n \rightarrow MeNO_2 + O_2$	$Me(NO_3)_n \rightarrow MeO + NO_2 + O_2$	$Me(NO_3)_n \rightarrow Me + NO_2 + O_2$

Задание. Составьте уравнения реакций разложения следующих нитратов при нагревании:
нитрат серебра (I), нитрат рубидия, нитрат алюминия.

$2AgNO_3 \rightarrow 2Ag + 2NO_2 + O_2$
$2RbNO_3 \rightarrow 2RbNO_2 + O_2$
$4Al(NO_3)_3 \rightarrow 2Al_2O_3 + 12NO_2 + 3O_2$



Аммиак

Физические свойства

NH_3 - бесцветный газ с резким характерным запахом, очень хорошо растворим в воде.

Химические свойства аммиака

1) NH_3 – восстановитель в окислительно-восстановительных реакциях (за счет атома азота в степени окисления = -3)

Примеры: а) $4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2N_2 + 6H_2O$
б) $4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{кат} 4NO + 6H_2O$

2) NH_3 – основание за счет наличия неподеленной электронной пары у атома азота.

Примеры: а) $NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$
б) $NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$

В общем виде: NH_3 + кислота → соль аммония

Получение аммиака:

а) *в промышленности:* $N_2 + H_2 \leftrightarrow NH_3$ (условие: t°, P, катализатор)
б) *в лаборатории:*
соль аммония + щелочь → $NH_3\uparrow + H_2O$ + новая соль
(условие: t°)

$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$

Соли аммония

1) Состав

Задание: составьте формулы следующих солей аммония и схемы их электролитической диссоциации

а) хлорид аммония - $NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$
б) карбонат аммония - $(NH_4)_2CO_3 \rightarrow 2NH_4^+ + CO_3^{2-}$
в) нитрат аммония - $NH_4NO_3 \rightarrow NH_4^+ + NO_3^-$
г) ортофосфат аммония - $(NH_4)_3PO_4$

2) Химические свойства солей аммония, общие с другими солями:

а) $(NH_4)_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow 2NH_4Cl + BaSO_4\downarrow$
б) $(NH_4)_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NH_4Cl + CO_2\uparrow + H_2O$

3) Особые свойства солей аммония

а) разложение при нагревании: $NH_4Cl \xrightarrow{t} NH_3 + HCl$
б) взаимодействие со щелочью:

$$\text{соль аммония} + \text{щелочь} \longrightarrow NH_3\uparrow + H_2O + \text{новая соль}$$

Примеры: $(NH_4)_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow 2NH_3\uparrow + 2H_2O + Na_2SO_4$
$NH_4F + KOH \rightarrow NH_3\uparrow + H_2O + KF$

Пример тетради-учебника ученицы 9 класса

Вспомогательная опорная информация
«Схема решения базовых задач»

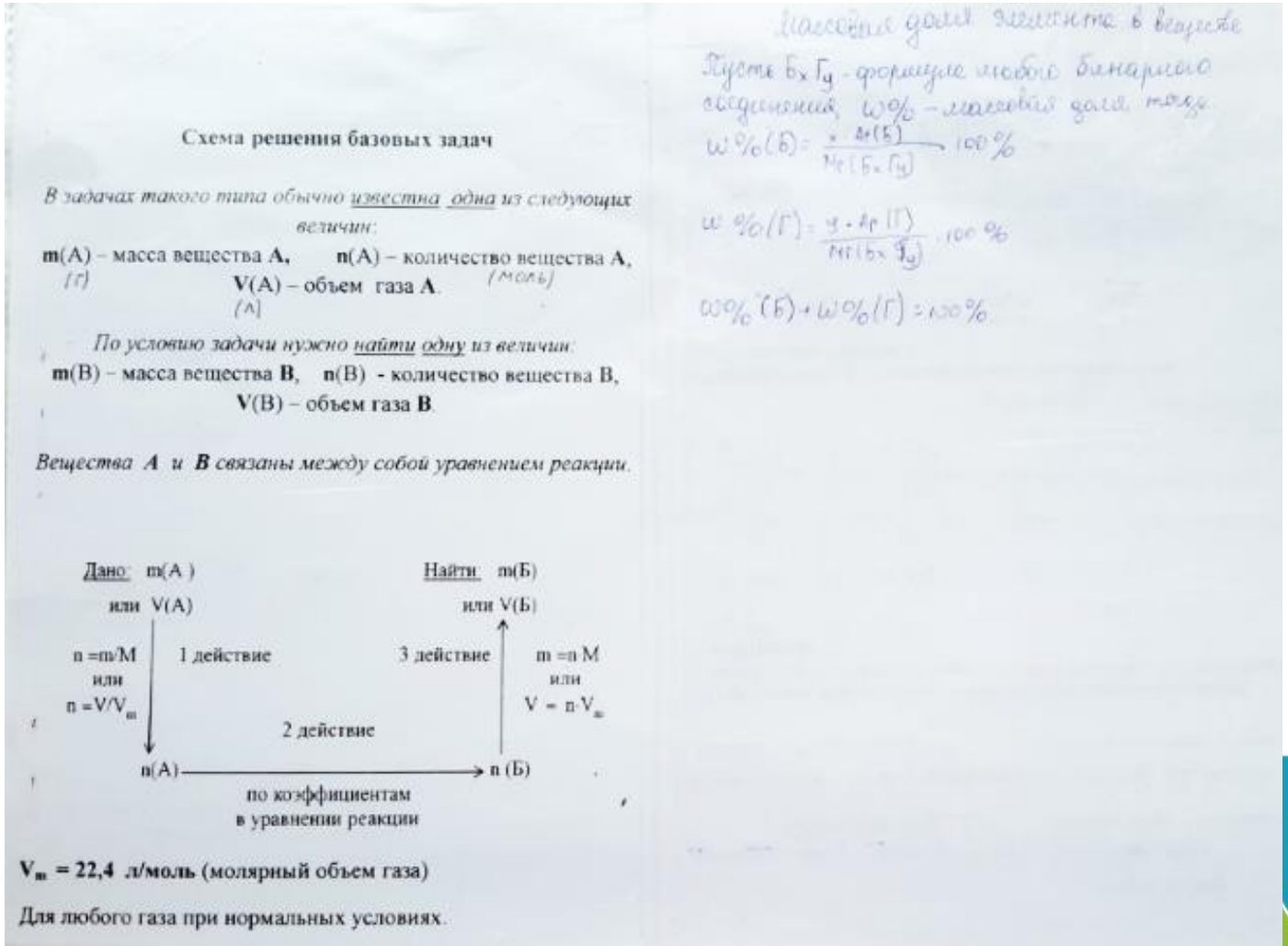


Схема решения базовых задач

В задачах такого типа обычно известна одна из следующих величин:

m(A) – масса вещества **A**, (г) **n**(A) – количество вещества **A**, (моль)
V(A) – объем газа **A**. (л)

По условию задачи нужно найти одну из величин:

m(B) – масса вещества **B**, **n**(B) - количество вещества B,
V(B) – объем газа **B**.

*Вещества **A** и **B** связаны между собой уравнением реакции.*

Дано: m(A) или V(A)

Найти: m(Б) или V(Б)

n =m/M или n =V/V_m — 1 действие

3 действие — m =n M или V = n·V_m

2 действие

n(A) → n (Б)

по коэффициентам в уравнении реакции

V_m = 22,4 л/моль (молярный объем газа)

Для любого газа при нормальных условиях.

Массовая доля элемента в веществе

Пусть $Б_x Г_y$ - формула любого бинарного соединения, ω% - массовая доля, тогда

$$\omega\%(Б) = \frac{x \cdot Ar(Б)}{Mr(Б_x Г_y)} \cdot 100\%$$

$$\omega\%(Г) = \frac{y \cdot Ar(Г)}{Mr(Б_x Г_y)} \cdot 100\%$$

$$\omega\%(Б) + \omega\%(Г) = 100\%$$

Схема индивидуального образовательного маршрута

Литература

Маршанова, Г.Л. Методическая система формирования и развития общеучебных умений учащихся при изучении химии в общеобразовательной школе: Автореф. дис. канд. пед. наук.13.00.02/ Маршанова Галина Леонидовна; ИСМО РАО - М., 2009 – 26 с.