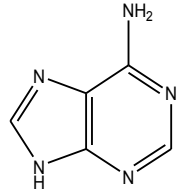
Государственное образовательное учреждение

среднего профессионального образования

Котовский индустриальный техникум



ХИМИЯ

Рабочая тетрадь.

I часть.

Студента группы _____

_____

_____

Котовск

2006 год

Химия. Рабочая тетрадь с печатной основой для студентов техникумов I курса, ч.I. – Котовск, 2006. -78 с.

Автор: **Улуханова И.В.,** преподаватель химических дисциплин высшей категории.

Рабочая тетрадь по химии составлена в соответствие с программой по химии, утвержденной министерством образования Российской Федерации для средних специальных учебных заведений.

В тетрадь по химии с печатной основой включены основы теории по каждой теме и практические задания. Все задания разнообразны по форме и степени сложности, выполнение которых максимально повысит концентрацию внимания учащихся, что будет способствовать глубокому и вдумчивому изучению предмета; позволит сформировать у студентов практические навыки в решении расчетных и экспериментальных задач; будет способствовать вовлечению их в активный познавательный процесс; а также позволит рационально и эффективно использовать время на уроке.

Дата_____ УРОК № 1.

Тема: Основные понятия химии

Химия – это наука о веществах, свойствах и их превращениях**.**
В таблицу занести по три примера применения химии в каждой конкретной области.

. **Задание №1.**Заполните таблицу.

Роль химии в решении проблем	*Примеры*
Продовольственной	_____ _____. _____.
Энергетической	_____. _____. _____. _____
Экологической	_____. _____. _____. _____
Охрана здоровья человека	_____. _____. _____. _____

Вещества состоят из молекул — наименьших частиц вещества, сохраняющих его состав и химические свойства.
Атомы — наименьшие частицы химического элемента, из которых построены молекулы, они химически неделимы**.**
Атом – это электронейтральная система, состоящая из элементарных частиц: протонов *(p*), нейтронов *(n*), электронов (*ē)*.
Задание №2. Запишите определение.
Химический элемент –_____.

_____.

_____.

В настоящее время известно ……химических элементов.
Символы атомов каждого химического элемента — это либо первая, либо первая и последующие буквы латинского названия ***:***

S (Sulfur) -- *сера;* ***Zn (Zincum) -*** *цинк*
H (Hydrogenium)— *водород;* ***As (Arsenicum)—*** *мышьяк;*
O (Oxigenium) *-- кислород* ***Fe(Ferrum)*** *— железо;*

Задание №3. Запишите символы следующих элементов:

Неметаллы			*Металлы*		
Название	*Символ*	*Произношение химич. знака*	*Название*	*Символ*	*Произношение химич. знака*
Водород			Натрий		
Кислород			Калий		
Углерод			Магний		
Азот			Кальций		
Сера			Алюминий		
Фосфор			Медь		
Хлор			Железо		
Фтор			Марганец		
Бром			Барий		
Йод			Хром		
Кремний			Цинк		

Относительная атомная масса (Ar) – это число, которое показывает, во сколько раз абсолютная масса атома данного элемента больше 1/12 части абсолютной массы углерода С.
Ar- величина безразмерная, ее значение для каждого элемента записаны в ПСХЭ.

Задание №4. Найдите в ПСХЭ значения Ar для следующих элементов:

Ar(N)= ……; ***Ar(P)***=……..; ***Ar(Cl)***=…..…; ***Ar(Mg)***=……....

Ar(Al)= ……; ***Ar(S)***=……..; ***Ar(O)***=…..…; ***Ar(Na)***=……....

Ar(Fe)= ……; ***Ar(K)***=……..; ***Ar(C)***=…..…; ***Ar(Ba)***=……....

Молекула – это наименьшая частица вещества, которая сохраняет все его свойства.

Состав любого вещества характеризуется химической формулой:

Химические формулы показывают качественный (какие элементы) и количественный (сколько атомов каждого элемента) состав молекулы.

$$2\,H_2\,S\,O_4$$

коэффициент индексы

Задание №5. Запишите определения.

Коэффициент показывает ……..

……..

……...

Индекс показывает ……..

…….

……..

Задание № 6

Запишите с помощью коэффициентов и знаков химических элементов:

*а) три атома калия*_____

*б) пять атомов фосфора*_____

в) четыре атома кремния, семь атомов водорода _____

В состав молекулы входят:

*а) один атом алюминия и три атома хлора*_____

*б) три атома натрия, один атом фосфора и четыре атома кислорода*_____

в) один атом железа и две группы ОН _____

г)один атом кальция и две группы NO_3 _____

При расчетах пользуются относительными молекулярными массами (***Mr***).

Относительная молекулярная масса (Mr) – это число, которое показывает,

во сколько раз абсолютная масса молекулы данного вещества больше 1/12 части абсолютной массы углерода С.

Масса любой молекулы равна сумме масс образующих ее атомов.

Например: $Mr(H_2O) = n(H) \cdot Ar(H) + n(O) \cdot Ar(O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$

Задание № 7. Рассчитайте относительные молекулярные массы веществ:

Mr $(H_2 O)$= _____

Mr $(H_2 SO_4)$ =_____

Mr (CaO) =_____

Mr (Fe_3O_4) =_____.

Все вещества делятся на простые и сложные.
Задание № 8. Запишите определения.

Простые – это вещества, _____.

_____.

Сложные – это вещества, _____.

_____.

Задание № 9.Распределите вещества на простые и сложные:
O_2, CH_4, SiO_2, S, $Ca(NO_3)_2$, Cu, Fe, H_2O, N_2, H_2SO_4, O_3, $Fe(OH)_2$

Простые вещества	
Сложные вещества	

Количество вещества.

Моль (n) – это количество вещества, содержащее столько структурных единиц, сколько содержится в 0,012 кг углерода С.

Количество вещества можно определить по формулам:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{V}{V_m}$$

$$n = \frac{N}{N_a}$$

Молярная масса (М) – это масса одного моля вещества.

M(X) = Mr(X) г/моль.

1) ***Для того, чтобы перевести обычную меру массы (г) в количество вещества (ν), нужно разделить ее на молярную массу:***

$$n = \frac{m}{M}$$

Например:

$m(H_2O)$= 70 г ; $M(H_2O)$=18 г/моль; $n = \frac{70г}{18г/моль}$ = …… моль

Задание № 10. Определите количество вещества.

m(Ag)= 216 г ; M (…….)=…….г/моль; n(……..) = —— = ……. моль

$m(CaCO_3)$=0,4 г; M (…….)=…….г/моль; n(……..) = —— = ……. моль

$m(H_2SO_4)$=50 г; M(…….)=…….г/моль; n(…….)=—— = …… моль

2) Для того, чтобы перевести количество вещества (ν) в обычную меру массы (г), нужно умножить ее на молярную массу:

$$m = n \cdot M$$

Например:

$n(H_2SO_4)$=2 моль; $M(H_2SO_4)$=98г/моль; $m(H_2SO_4)$=2 моль • 98 г/моль = 196 г

Задание № 11. Определите массу вещества.

n (CaCOз)= 0,5 моль; M(…….)=……. г/моль; m= …… = …… г

n(NaCl)= 10 моль; M(…….)=……. г/моль; m=…… = ……. г.

n(Cu)= 0,03 моль; M(…….)=…….г/моль; m=…… = ……. г

3) Чтобы перевести обычный объем газов (л) при нормальных условиях в количество вещества (ν), нужно разделить его на молярный объем:

$$n = \frac{V}{Vm}$$

Например

V(NH_3)=10 л; $n(NH_3) = \frac{10л}{22,4л/моль} =$ …… моль

Задание № 12. Определите количество вещества.

$V(O_2)$= 0,2 л газа; n(…….) =…… …… ….. .....

$V(N_2)$=13,44 л ; n(…….) = ……

$V(H_2)$= 6,72 л ; n(…….) =……

$V(H_2S)$=4,48 л; n(…….) =……

4) Чтобы перевести количество вещества (ν) в обычный объем газов (л), нужно умножить его на молярный объем:

$$V = n \cdot Vm$$

$n(CH_4)$ =2 моль $V(CH_4)$= 2моль •22,4 л/моль=44,8 л

Задание № 13. Определите объем газа.

$n(O_3)$= 0,5 моль V(……)=·……

$n(NO_2)$=25моль V(……)= ……..

Массовая доля.

По формуле вещества можно рассчитать ***массовую долю (ω)*** каждого химического элемента, который входит в состав вещества.

$$\omega(X) = \frac{Ar(X) \cdot n(X)}{Mr}$$

где **ω(X)** – массовая доля элемента X; **Ar(X)** – относительная атомная масса элемента; **Mr** – относительная молекулярная масса вещества; **n(X)**- число атомов элемента X в молекуле вещества (индекс).

Например:

Определите массовую долю кислорода в молекуле серной кислоты (H_2SO_4).

Ar(O) = 16

Решение:

1) ***Вычислить Mr*** (H_2SO_4) :
   $M(H_2SO_4)=98$г/моль
2) ***Найти массовую долю элемента по формуле***:

$$\omega(O) = \frac{Ar(O)\cdot n(O)}{Mr(H_2SO_4)} = \frac{16\cdot 4}{98} = 0{,}653 = 65{,}3\%$$

Ответ: ω(O) = 65,3%

Задание № 14. Пользуясь примером, определите массовые доли всех элементов в молекулах:

1) $AlCl_3$

……..

…….

ω(Al) +ω(Cl)=…….

2) $Cu(OH)_2$:

……..

…….

……..

ω(Cu) +ω(O) +ω(H)=…….

3) $Mg(NO_3)_2$

……..

…….

……

ω(Mg) +ω(N) +ω(O)=…….

4) Fe_2S_3

……..

…….

ω(Fe) +ω(S)=…….

5) $KClO_3$

……..

…….

……..

ω(K) +ω(Cl) +ω(O)=…….

ВЫВОД:

Сумма массовых долей всех элементов, входящих в вещество, равна …….. (…….%)

Дата_____ УРОК № 2

Тема: Основные законы химии

1. Закон постоянства состава (Ж.Пруст, 1808 г)

Независимо от способа получения вещества имеют постоянный количественный и качественный состав.

$$2\ H_2 + O_2 = 2H_2O$$

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$

2. Закон сохранения массы вещества (М.В.Ломоносов,1748; Лавуазье, 1789)

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате нее.

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$

$$m_1 \quad m_2 \quad m_3 \quad m_4$$

$$m_1 + m_2 = m_3 + m_4$$

$$40 + 36,5 = 58,5 + 18$$

$$76,5 = 76,5$$

В результате реакции атомы не образуются и не исчезают, поэтому общее число атомов каждого вида остается неизменным и это используется при расстановке коэффициентов.

При расстановке коэффициентов помните:

- в первую очередь уравнивают металлы, причем те, которые имеют индексы;
- затем уравнивают неметаллы;
- водород;
- кислород;

- если элемент, находящийся в различных частях уравнения, имеет некратные индексы, то находят НОК, разделив которое на индексы, получают коэффициенты.

Задание № 1. На основе закона сохранения массы веществ расставьте коэффициенты в приведенных ниже схемах химических реакций:

1) $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2\uparrow$
2) $P_2O_5 + H_2O \rightarrow H_3PO_4$
3) $Fe_2O_3 + Al \rightarrow A1_2O_3 + Fe$
4) $Al + CuCl_2 \rightarrow Cu + A1C1з$

5) $Al + HC1 \rightarrow A1C1_3 + H_2\uparrow$
6) $Zn + O_2 \rightarrow ZnO$
7) $Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + H_2O$
8) $Al + S \rightarrow Al_2S_3$
9) $FeBr_3 + Na_2S \rightarrow Fe_2S_3\downarrow + NaBr$

3. Закон Авогадро (1811).

Моли различных газов при одинаковых условиях занимают одинаковый объем.

Из закона Авогадро вытекает важное следствие:

1 моль различных газов при нормальных условиях занимают объем 22,4 л

нормальные условия(н.у.): p = 760 мм. рт. ст.= 1 атм.= 10^5Па; t = 0°C.

Число Авогадро показывает число молекул в г-молекуле, число атомов в г-атоме в любом агрегатном состоянии.

$$N_a = 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ частиц}$$

1) Чтобы найти количество вещества (ν), если известно число частиц какого-либо вещества (N), нужно разделить N на число Авогадро (N_a):

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Например

N(NH_3)=12.04·10^{23}молекул; $n\ (NH_3) = \frac{12{,}04 \cdot 10^{23}\ молекул}{6{,}02 \cdot 10^{23}\ молекул/моль} = 2$ моль

Задание № 2. Определите количество вещества.

N(O_2)= 24.08·10^{23}молекул; …… .....моль

N(S)= 3,01·10^{23}атомов; ……

4) Чтобы перевести количество вещества (ν) в число частиц (N), нужно умножить его на число Авогадро (N_A):

$$N = n \cdot N_A$$

Например:
n(CH_4) =2 моль N(CH_4)= 2моль • 6,02·10^{23}молекул /моль=12,04·10^{23}молекул

Задание № 3. Определите число частиц в веществе.

n(O_3)= 0,5 моль N(……)=·……

n(Fe)=25 моль …..……

Типы химических реакций

Химическая реакция – это _____.

_____

Признаки химических реакций: _____.

_____

Уравнение химической реакции (у.х.р.) показывает какие вещества и в каком количестве вступили в реакцию (левая часть уравнения) и какие образовались (правая часть уравнения).

Задание № 4. На примере приведенных реакций определите исходные вещества и продукты реакции, а также их мольное соотношение:

1) $2Na + 2H_2O \rightarrow 2\ NaOH + H_2\uparrow$
2) $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2\ H_3PO_4$
3) $2Al + 6HC1 \rightarrow 2A1C1_3 + 3\ H_2\uparrow$
4) $2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3\ H_2O$

5) $3NaOH + H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 + 3H_2O$

6) $2FeBr_3 + 3\ Na_2S \rightarrow Fe_2S_3 \downarrow + 6NaBr$

Задание № 5. Составьте уравнения химических реакций:

а) *Исходные вещества* : водород и хлор;
продукты: хлороводород.

у.х.р..:……

б) *Исходные вещества* :цинк и соляная кислота;
продукты: хлорид цинка (соль) и водород.

у.х.р.:……

в) *Исходные вещества* : сероводород и кислород;
*продукты:*оксид серы (IV) и вода

у.х.р.:……

г) *Исходные вещества* : гидроксид алюминия и серная кислота;
продукты: хлорид алюминия и вода.

у.х.р.:……

Типы химических реакций

Возможные типы *классификаций* реакций

I. По количеству исходных и образующихся веществ.

а) Реакции соединения - это реакции……..

……

……..

$$A + B \rightarrow AB$$

$H_2 + Cl_2 =$ …….

$PbO + SiO_2 = PbSiO_3$

б) Реакции разложения – это реакции……

……

……

$$AB \rightarrow A + B$$

$2NH_3 =$ …….

$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$

$$CaCO_3 = CaO + CO_2$$

в) Реакции замещения – это реакции …….

…….

…….

$$A + BC \rightarrow AC + B$$

$2KBr + Cl_2 =$…….……..

$CuSO_4 + Fe =$ ……

г) Реакции обмена – это реакции ……..

……

$$A\,B + CD \rightarrow AD + CB$$

$Ag\,NO_3 + KBr =$ ……

$NaOH + HCl =$ ..……

II. По изменению степени окисления элементов.

а) Реакции, протекающие без изменения степени окисления элементов:

$P_2O_5 + H_2O \rightarrow H_3PO_4$ ……

$Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + H_2O$ ……

$FeBr_3 + Na_2S \rightarrow Fe_2S_3\downarrow + NaBr$ …….

б) Реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов – ***окислительно-восстановительные реакции (ОВР)***

$4\,\underline{Fe^{+2}}(O^{-2}H^{+1})_2 + 2H_2{}^{+1}O^{-2} + \underline{O_2^0} = 4\,\underline{Fe^{+3}}(O^{-2}H^{+1})$

$2\underline{Al^0} + 6\,\underline{H^{+1}}C1^{-1} \rightarrow 2\,\underline{A1^{+3}}C1_3{}^{-1} + 3\,\underline{H_2^0}\uparrow$

III. По тепловому эффекту различают реакции

а) *эндотермические* -…….

……(…….)

$$N_2 + O_2 = 2\,NO - Q$$

б) экзотермические, ……

…… (……..)

$$C + O_2 = CO_2 + Q$$

IV. <u>По обратимости</u> различают

а) *обратимые реакции*, протекающие ……

…… (……..)

$$2NH_3 \leftrightarrow N_2 + 3H_2$$

б) *необратимые*, протекающие …….

……. (……..).

$$Zn + 2\,HC1 \rightarrow ZnC1_2 + H_2\uparrow$$

<u>Необходимо отметить:</u> существует много реакций, которые трудно отнести к одному определенному определенному типу.

<u>Задание № 6.</u> Охарактеризуйте реакции по 4-м типам:

1. $Ca(OH)_2 + 2HC1 = CaCl_2 + 2H_2O$ ……..
2. $AgNO_3 + HC1 = AgCl\downarrow + HNO_3$……
3. $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O - Q$…….
4. $3H_2O + P_2O_5 = 2H_3PO_4 + Q$…….
5. $CaO + H_2O = Ca(OH)_2 + Q$…….
5. $2A1 + 3C1_2 = 2A1C1_3$……
6. $2H_2O = 2H_2\uparrow + O_2\uparrow - Q$……
7. $Zn + 2HC1 = ZnCl_2 + H_2\uparrow + Q$…….
8. $Cl_2 + 2KBr = 2KC1 + Br_2$……
9. $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$…….
10. $CuO + 2HC1 = CuCl_2 + H_2O$…….
11. $HC1 + NaOH = NaCl + H_2O$-Q……..

<u>Относительная плотность.</u>

Относительная плотность ($D_{(...)}$) показывает во сколько раз один газ тяжелее или легче другого.

$$D(y) = \frac{M(x)}{M(y)}$$

Зная относительную плотность газа , можно определить молярную массу этого газа:

$$M(x) = D(y) \cdot M(y)$$

Например:

Найти:

M (газа) = ?

Дано:

$D_{(воздуху)}$ = 1,51

M(возд) =29 г/моль

Решение

M(газа) = D(возд)·M(возд)=1,51·29=43,79≈44г/моль

.

Задание № 7. Определите относительные плотности кислорода по водороду, воздуху, гелию, углекислому газу.

……..

…….

……..

…….

Дата_____ УРОК № 3

Валентность.

Валентность (В) *– это способность атомов одного элемента присоединять или замещать определенное число атомов другого элемента.*

Валентность знака не имеет и определяется числом ***неспаренных*** электронов.

Элементы с постоянной валентностью:

B=I: элементы I группы А подгруппы (…….……), H, Ag, F

B=II: элементы II группы А подгруппы (……..…….), O, Zn

B=III: элементы III группы А подгруппы: B, Al
Все остальные элементы имеют переменные валентности.

Составление формул по валентности.

Задание № 1. Составьте химические формулы веществ, пользуясь предложенной схемой:

Записать химические символы	*S O*	*Cr O*	*A1 O*	*Mn O*	*C1 O*	*N O*	*Fe O*
Расставить валентность элементов	*VI II* *S O*	*VI II* *Cr O*	*III II* *A1 O*	*VII II* *Mn O*	*VII II* *C1 O*	*III II* *N O*	*VI II* *Fe O*
Найти наименьшее общее кратное найденных валентностей	*6*						
Разделить НОК на валентность каждого элемента - это индексы	*1 : 3*						
Найденная формула	*SO3*						

Даны химические символы элементов и указана их валентность. Составьте химические формулы:

I II V III VII III II IV VI
Li O ; Ba O ; P O ; P H ; Mn O ; B O ; H S ; N O ; Cr O

Определение валентности по формуле.

Общее число валентностей одного элемента равно числу валентностей другого элемента .

Задание № 2. Определите валентность элементов.

Записать химические символы	*Si O_2*	*Cr O_3*	*A1 Cl_3*	*Mn O_2*	*P_2O_5*	*NH_3*	*Fe O*

Проставить известную валентность элементов	$\overset{II}{Si}\ O_2$	$Cr\ O_3$	$\overset{I}{A1}Cl_3$	$Mn\ O_2$	$P_2\ O_5$	$N\ H_3$	$Fe\ O$
Найти общее число валентностей кислорода	*II·2=4*						
Разделить найденную величину на число атомов другого элемента	*4:1=4*						
Найденная величина – валентность элемента	$\overset{IV\ \ II}{Si\ \ O_2}$						

Задание № 3. Определите валентность каждого элемента в следующих соединениях:

HgO, K_2O, B_2O_3, ZnO, MnO_3,; NiO, Cu_2O, SnO_2, $A1_2O_3$, SO_2, Cr_2O_3 , P_2O_5..
Запишите их в таблицу (валентность кислорода равна 2):

Валентность	*I*	*II*	*III*	*IV*	*V*	*VI*	*VII*
Химическое соединение							

Расчеты по уравнениям химических реакций.

План решения задачи.

Последовательность действий	*Задача № 1* Какая масса Fe_2O_3 должна прореагировать с A1, чтобы образовалось 560 г Fe?
1. Записать, что дано и что требуется найти.	
2 . Составить уравнение реакции и расставить коэффициенты. Подчеркнуть вещества, о которых идет речь в условии задачи.	$\underline{Fe_2O_3} + 2A1 = A1_2O_3 + \underline{2Fe}$
3.Определит количество заданных веществ	n(Fe)= $\frac{560г}{56г/моль} = 10моль$

4 Под формулами веществ написать количество моль, равное коэффициентам (по уравнению). *5. Над формулами написать количество моль заданного вещества(по условию), а искомую величину обозначить через Х.*	*по условию* x моль 10 моль Fe_2O_3 + 2Al = Al2O3 + 2Fe *1 моль 2 моль* *по уравнению*
6. Составить пропорцию	$\frac{x моль}{1 моль} = \frac{10 моль}{2 моль}$
7. Решить пропорцию и найти x	$x = \frac{1 \cdot 10}{2} = 5 моль$
6. Используя формулы, перевести найденную величину в требуемые единицы измерения	$m(Fe_2O_3) = n \cdot M =$ *5моль·160г/моль =* *=800 г*
7. Сформулировать ответ.	*Ответ: масса (Fe_2O_3) = 800 г*

Задание № 4. Пользуясь предложенной схемой, решите задачи:

Задача 1.

Какой объем азота, измеренный при н.у., должен прореагировать с избытком водорода для получения аммиака массой 34 г?

Дано: Решение:

m( ) =

……

V( ) - ?

Задача № 2

Какая масса оксида серы (VI) SO_3 прореагирует с гидроксидом калия, если образовалось 348 г сульфата кали K_2SO_4?

Дано: Решение:

……

Дата_____ УРОК № 4

Классы неорганических соединений.

Вещества					

1. Оксиды

Оксиды –

_____.

_____

Классификация

Солеобразующие			*Несолеобразующие*
кислотные	*основные*	*амфотерные*	
Оксиды неметаллов или металлов в высшей степени окисления	Оксиды металлов (у d-элементов в низшей валентности)	Оксиды амфотерных металлов (*, Al; Zn; Cr(III) и т.д.)*	не образуют соли ни с кислотами, ни с основаниями
			CO, NO, N_2O,

Задание № 1. Классифицируйте и впишите в таблицу следующие солеобразующие оксиды: *SO_2, Na_2O, N_2O_5, BaO, CrO_3, CuO, CrO, Al_2O_3; ZnO; Mn_2O_7, P_2O_5;, CaO; Cr_2O_3,.*

Номенклатура:

"Оксид" + название элемента в родительном падеже +
+ (римская цифра - валентность элемента)

Задание № 2. Назовите оксиды и классифицируйте их:

Оксиды	*Название оксида*	*Классификация*
N_2O_3		
MgO		
Cl_2O_7		
SiO_2		
SO_3		
FeO		
CO_2		
CO		
NO		

Получение оксидов.

*1.*Элемент + кислород:

$Ca + O_2 =$ ……

S + O_2 = ……

……

……

2. Нерастворимые в воде основания разлагаются под действием температуры:
гидроксид металла → оксид металла + вода

$Al(OH)_3$ .....

$Cu(OH)_2$ .....

……

3.Разложение солей (карбонатов):
карбонат металла → оксид металла + CO_2

$CaCO_3$ → …….

4. Некоторые кислоты разлагаются под действием температуры:
кислота → оксид неметалла + вода

H_2CO_3 →……

H_2SO_3 →……

Химические свойства оксидов:

1. Основной оксид + кислотный оксид = соль:

CaO + ...

Al_2O_3 + ...

SO_3 + ...

P_2O_5 + ...

2. Основный оксид + кислота = соль + вода:

Na_2O + ...

FeO + ...

3.Кислотный оксид + основание = соль + вода:

SO_3 +
……

N_2O_5 + ……

4.Большинство кислотных оксидов реагирует с водой:
Кислотный оксид + вода = кислота:
CO_2 +……

P_2O_5+……
5. Основный оксид (оксид щелочного металла) + вода = щелочь:

K_2O +……

BaO + ...

Дата_____ УРОК № 5

Основания

Основание – это_____.

_____

Классификация:

I. *По кислотности: однокислотные (……), двухкислотныее (……), трехкислотные (……) и т.д.*

Кислотность определяется числом ОН-групп, способных замещаться на кислотный остаток.

II. *<u>По растворимости в воде:</u> растворимые в воде основания - **щелочи** (……..) и нерастворимые в воде- все остальные*

III. *<u>По силе</u>:сильные(……..) и слабые(все остальные).*

Номенклатура:

"Гидроксид" + металл в родительном падеже + + (валентность металла).

Например: $Cr(OH)_2$ – гидроксид хрома (II).

<u>Задание № 1.</u>Назовите и классифицируйте следующие гидроксиды:

NaOH,……

KOH……..,

LiOH……,

$Ca(OH)_2$,……..

$Fe(OH)_2$,……..

$Cu(OH)_2$,……

$A1(OH)_3$,……..

$Fe(OH)_3$, ……..

$Cr(OH)_3$……

$Mn(OH)_4$……

Составление формул оснований

<u>Задание № 2.</u> Пользуясь схемой, составьте формулы оснований.

Последова-тельность действий	*Гидроксид магния*	*Гидроксид кальция*	*Гидроксгид железа (П)*	*Гидроксид алюминия (Ш)*	*Гидроксид хрома (Ш)*
Записать химические символы	*Mg OH*	*Ca OH*	*Fe OH*	*A1 OH*	*Cr OH*

Поставить валентность металла	*II I* *Mg OH*				
Найти НОК	*2*				
Разделить НОК на валентности	*1:2*				
Полученные цифры - индексы	$Mg(OH)_2$				

Число ОН-групп равно валентности металла.

Получение оснований

1. Щелочной металл + вода = щелочь + H_2

Na + ……..

Ba + …….

2. Щелочной оксид + вода = щелочь:

CaO + ……..

Na_2O +……

3. Нерастворимые в воде основания получают косвенным путем
Соль данного металла$_1$ + щелочь = основание + соль$_2$:

$AlCl_3$ +……..

$Ni(NO_3)_2$+……

Химические свойства оснований

1. Изменяют окраску индикатора: фенолфталеин → _____
красный лакмус → _____

$NaOH \leftrightarrow Na^{1+} + OH^{1-}$
$Ca(OH)_2 \leftrightarrow$……

……

2. Основание + кислотный оксид:
NaOH + ...

$Ca(OH)_2$ + ...

3. Основание + кислота (реакция нейтрализации):

Реакция нейтрализации – это……

……

……..

$NaOH$+ .....

$Ca(OH)_2$+ .....

4. Основание + соль:

$NaOH$ + ...

$Ca(OH)_2$ + ...

5.Нерастворимые в воде основания разлагаются:→ оксид металла + вода

Валентность металла в оксиде и гидроксиде одинакова

$A1(OH)_3 \xrightarrow{t°C}$ ……

$Fe(OH)_2 \xrightarrow{t°C}$ ……

Генетический ряд металла

Металл $\xrightarrow{+O_2}$ ***Основный оксид*** $\xrightarrow{+H_2O}$ ***Гидроксид металла*** → ***Соль***

Основный оксид → ***Соль***

<u>Задание №3.</u> Составьте схему генетического ряда для указанных металлов, а также уравнения реакций , с помощью которых можно осуществить эти превращения:

1)Ba ……

……

……

……

2)Li……

……

……

……

3)Mg……

……

……

……

4)Ca……

……

……

……

<u>Задание № 4.</u>Осуществите превращения**:**

а) $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3$

……

……

……

……

б) $Ba \rightarrow Ba(OH)_2 \rightarrow BaSO_4$

$\downarrow$

$Ba \rightarrow BaO \rightarrow Ba(NO_3)_2$

……

……

……

……

……

Дата_____ <u>УРОК № 6</u>

КИСЛОТЫ

Кислоты *– это* _____.

Кислотный остаток *– это элемент или группа элементов, которые остаются неизменными в кислотах и солях*

Задание № 1.Заполните таблицу:

Формула кислоты	*Название кислоты*	*Валентность элемента в кислоте*	*Соответствующий оксид*	*Валентность кислотного остатка*	*Название солей*
$HN0_2$	*Азотистая*			I	*Нитриты*
HNO_3	*Азотная*			I	*Нитраты*
H_2S	*Сероводородная*			II	*Сульфиды*
H_2SO_3	*Сернистая*			II	*Сульфиты*
H_2SO_4	*Серная*			II	*Сульфаты*
H_3PO_4	*Фосфорная*			III	*Фосфаты*
$HC1$	*Хлороводородная*			I	*Хлориды*
$HClO$	*Хлорноватистая*			I	*Гипохлориты*
$HClO_2$	*Хлористая*			I	*Хлориты*
$HClO_3$	*Хлорновататя*			I	*Хлораты*
$HClO_4$	*Хлорная*			I	*Перхлораты*
HF	*Фтороводородная*			I	*Фториды*
HBr	*Бромоводородная*			I	*Бромиды*
HI	*Йодоводородная*			I	*Йодиды*
H_2SiO_3	*Кремниевая*			II	*Силикаты*
H_2CO_3	*Угольная*			II	*Карбонаты*
H_2CrO_4	*Хромовая*			II	*Хроматы*
$H_2Cr_2O_7$	*Двухромовая*			II	*Бихроматы*
$HMnO_4$	*Марганцовая*			I	*Перманганаты*
H_3BO_3	*Борная*			III	*Бораты*

Классификация:

I. *По содержанию кислорода: кислородсодеражщие (…….) и бескислородные (…….).*

II. *По основности: одноосновные (…….), двухосновные (…….), трехосновные (……..) и т.д.*

Основность определяется числом атомов водорода, способных замещаться на металл

III. *По силе:сильные (HCl, HBr, HI, HNO_3, H_2SO_4) и слабые(все остальные)*

IV. *По летучести: летучие(HF, HCl, HBr, HI, H_2S, H_2CO_3 ,H_2SO_3) и нелетучие(все остальные)*

Задание № 2 .Назовите и классифицируйте следующие кислоты:

HC1……

H_2S……

HNO_3……

H_2SO_4,……

H_3BO_3,……

H_3AsO_4,……

HBr……

H_2CO_3,……

H_3PO_4,……

Получение кислот

1. Бескислородные кислоты получают непосредственным синтезом из водорода и неметалла:

   …… + ……. = *HCl.*

   …… + ……. = H_2S.

2. Некоторые кислотные оксиды + вода = кислота:

Валентность элемента в оксиде и кислоте одинакова

SO_3 +……

P_2O_5 +……

3. Кислота$_1$ + соль$_1$ = кислота$_2$ + соль$_2$ (если образуются ↓ или ↑)

HCl + ……

H_2SO_4 +……

Химические свойства кислот

1. Изменяют окраску индикатора: синий лакмус → _____

   метилоранжевый → _____

$HCl \leftrightarrow H^{1+} + Cl^{1-}$

$H_2SO_4 \leftrightarrow$……

…….

2. Кислота $_{(раствор)}$ +металл $_{(стоящий\ в\ ряду\ активности\ до\ водорода)}$ = соль + H_2

HCl+ .....

H_2SO_4 + ...

HNO_3 +.....

3. Кислота + основной оксид= соль + вода:

Na_2O + ……

CaO + ……

4. Кислота + основание = соль + вода (реакция …….):

HCl + ...

H_2SO_4 + ...

5. Некоторые кислоты разлагаются под действием температуры:
   кислота → оксид + вода

$H_2SiO_3 \rightarrow$……

$H_2CO_3 \rightarrow$……

Генетический ряд неметалла

+O₂	***+H₂O***

Неметалл → Кислотный оксид → Кислота → Соль

Задание № 2 . Составьте схему генетического ряда для указанных неметаллов, а также уравнения реакций , с помощью которых можно осуществить эти превращения:

а) S ……

.....

.....

.....

б)

C……

……

.....

.....

в) N ……

……

.....

.....

г) P……

……

..

.....

.....

Задание № 3. Осуществите превращения:

$CaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow Na_2CO_3$

……..

……..

……

$Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow MgCl_2 \rightarrow AgNO_3$

…….

……

……

2. План решения задачи на "избыток-недостаток".

Последовательность действий	*Задача № 1* Аммиак объемом 6,72 л подвергли каталитическому окислению кислородом объемом 4,48 л. Сколько оксида азота (II) образовалось?
1. Записать, что дано и что требуется найти.	
2 . Составить уравнение реакции и расставить коэффициенты. Подчеркнуть вещества, о которых идет речь в условии задачи.	$\underline{4NH_3} + \underline{5O_2} = \underline{4NO} + 6H_2O$
3.Определить количество исходных веществ	$n(\underline{NH_3}) = \frac{6,72л}{22,4л/моль} = 0,3моль$ $n(\underline{O_2}) = \frac{4,48л}{22,4л/моль} = 0,2моль$
4 Под формулами веществ написать количество моль, равное коэффициентам. *5. Над формулами написать количество моль заданного вещества , а искомую величину обозначить через Х.*	x моль $\underline{4NH_3} + \underline{5O_2} = \underline{4NO} + 6H_2O$ 4 моль 5 моль 4моль
6.По уравнению составить пропорцию и определить, какое вещество в избытке. *Расчет вести по тому веществу, которое в недостатке*	0,3 моль 0,2 моль $\underline{4NH_3} + \underline{5O_2} = \underline{4NO} + 6H_2O$ 4 моль 5 моль $\frac{0,3}{4} = 0,075$; $\frac{0,2}{5} = 0,04$ 0,075>0,04 , следовательно NH_3 - в избытке
7. Составить пропорцию для нахождения искомой величины	$\frac{0,2моль}{5моль} = \frac{хмоль}{4моль}$
8. Решить пропорцию и найти х	$x = \frac{0,2 \cdot 4}{5} = 0,16моль$

9. Используя формулы, перевести найденную величину в требуемые единицы измерения	$V(NO) = n \cdot V_m =$ *0.16моль·22.4 л/моль= =3,584 л≈3,6 л.*
10. Сформулировать ответ.	*Ответ: объем (NO) = 3.6 л*

Задание № 4. Пользуясь схемой, решите задачи.

Задача 1. Аммиак массой 3 г подвергли каталитическому окислению кислородом объемом 6 л, при этом образовались оксид азота (II) и вода. Определите объем образовавшегося оксида азота.

Дано: Решение:

…….

Задача 2. На карбонат кальция ($CaCO_3$) массой 4 г подействовали 10 г соляной кислоты. Вычислите объем образовавшегося при этом газа.

Дано: Решение:

…….

Дата_____ УРОК № 7

Соли

Соли – это _____.

_____.

_____.

Классификация солей				
средние	***кислые***	***основные***	***двойные***	***комплексные***
Образуются при полном замещении атомов водорода в кислоте на металл **$MgCl_2$, $CuSO_4$**	Образуются при неполной нейтрализации кислоты или кислотного оксида гидроксидом **$Cu(HSO_4)_2$**	Образуются при неполной нейтрализации гидроксида или основного оксида кислотой **MgOHCl**	Содержат в своем составе два различных металла и один кислотный остаток **$KAl(SO_4)_2$**	Состоят из комплексных ионов и противоионов **$[Cu(NH_3)_4]Cl_2$**
НОМЕНКЛАТУРА				
Кислотный остаток + металл в родительном падеже + валентность металла	Приставка «гидро» + кислотный остаток + металл в родительном падеже + валентность металла	Приставка «гидроксо» + кислотный остаток + металл в родительном падеже + валентность металла	Кислотный остаток + перечисление металлов	Кислотный остаток + название группы + металл в родительном падеже + валентность металла
Хлорид магния, Сульфат меди (II)	***Гидро***сульфат меди (II)	***Гидроксо***хлорид магния	Сульфат калия алюминия	Хлорид тетрааммиаката меди (II)

Составление формул солей

	Сульфат натрия	*Фосфат кальция*	*Сульфат алюминия*	*Хлорид хрома*
Расставить валентность металла и кислотного остатка	*I II* *Na SO_4*	*II III* *Ca PO_4*	*III II* *Al SO_4*	*III I* *Cr Cl*
Найти НОК	*2*			
Разделить НОК на валентность	*2 : 1*			
Полученные цифры - индексы	*Na_2SO_4*			

Задание № 1. Классифицируйте и назовите следующие соли:
Na_2CO_3, K_3PO_4,, NaH_2PO_4, $CaCO_3$, $KHSO_4$, $A1PO_4$, $Fe(NO_3)_3$, $Cr_2(SO_4)_3$, $Ca(HCO_3)_2$, $KCr(SO_4)_2$, $K_2Mg(SO_4)_2$, $A1(OH)_2C1$, MgOHCl.

Соли	*Формула*	*Название соли*
Средние		

Кислые		
Основные		
Двойные		

Получение солей:

1. Кислота $_{(раствор)}$ +металл $_{(стоящий\ в\ ряду\ активности\ до\ водорода)}$ → соль + H_2

HCl+ .....

H_3PO_4 + ...

2. Кислота + основание → соль + вода

……

……

3.Основание$_1$ + соль$_1$ → Основание$_2$ + соль$_2$:

NaOH + A1C1$_3$……

$Ca(OH)_2 + Na_2CO_3$ ……

4.Кислота$_1$ + соль$_1$ → Кислота$_2$ + соль$_2$

HC1 + AgNO$_s$.....

$H_2SO_4 + BaCl_2$ ……

5. Соль$_1$ + соль$_2$ → Соль$_3$ + соль$_4$:

$AgNO_3 + NaCl$ ……

$BaCl_2 + AgNO_3$……

6. Металл $_{1(по\ ряду\ напряжений)}$+ соль$_1$ → металл$_2$ + соль$_2$

Более активные металлы вытесняют менее активные из растворов солей.

…… .....

…… .....

7. Металл + неметалл → соль

……. + …… = $CuCl_2$

……. + …… = FeS

8. Основный оксид + кислотный оксид → соль

$CuO + SO_2$ =……..

……..

9. Основный оксид + кислота → Соль + вода

$Na_2O + HCl$ = ……..

……

10. Кислотный оксид + основание → Соль + вода

$SiO_2 + Mg(OH)_2$ =……

……

Задание № 2. Получите всеми возможными способами следующие соли:

а) $AlCl_3$:…….

……

……

……

б) $CaCO_3$:…….

……

……

в) $Mg(NO_3)_2$:…….

……

……

……

г) $CuSO_4$:…….

……

……

……

Задание № 3. Решите задачу:

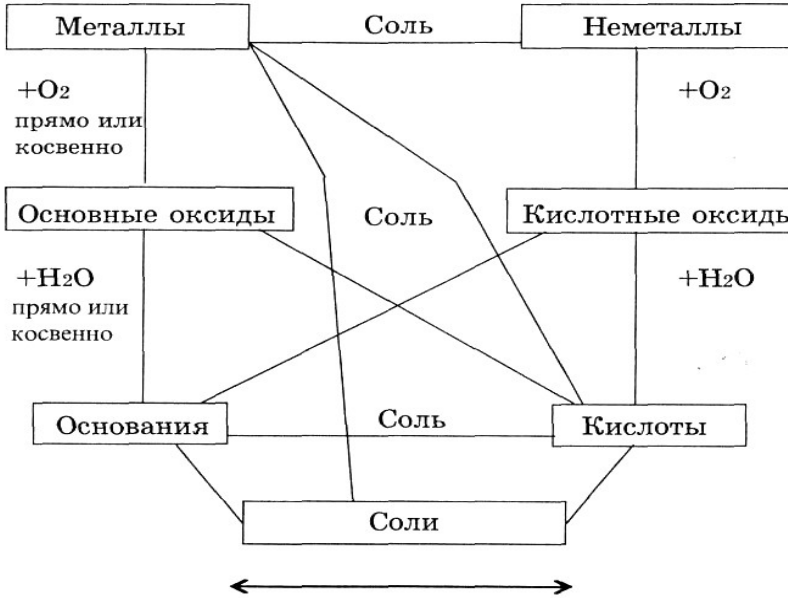
Определите объем хлора, необходимый для получения 405 г хлорида меди (II)

Дано: Решение:

Дата_____ УРОК № 8

Генетическая связь между классами неорганических соединений.

Генетической называют связь между веществами разных _____ основанную на их взаимном превращении и отражающую общность их происхождения, т.е. генезис вещества.



Задание № 1. Классифицируйте и занесите в таблицу следующие вещества:

NaCl, SiO_2, H_2S0_4, $Zn(OH)_2$,CaO, HC1, $HMnO_4$, KOH, HI, $Al_2(S0_4)_3$, $Cu(OH)_2$, H_2S, SO_3, $S0_2$, FeO, Na_2O, H_3P0_4, $Ca(OH)_2$, $Cu(NO_3)_2$, $ZnCl_2$, HNO_3, HBr, N_2O_5, CrO, HF, $FeSO_4$, Al_2S_3.

Оксиды	Основания	Кислоты	Соли

Задание № 2. Подчеркните формулы тех веществ, которые составляют генетический ряд, запишите схему этой генетической связи и составьте уравнения, с помощью которых можно осуществить эти превращения:

а) $LiNO_3$; Na_2O ; H_2SO_4 ; Li_2O ; $Cu(NO_3)_2$; $BaCl_2$; Li ; CO_2; LiOH

……

……

……

……

б) $CaCO_3$; Mg ; NaOH ; H_2SO_4 ; Li_2O ; SO_3; $Cu(NO_3)_2$; $BaSO_4$; S

……

……

……

……

Задание № 3. Пользуясь схемой генетической связи, получите соли всеми возможными способами:

1. Хлорид натрия

……

……

……

……

……

……

2. Хлорид серебра

……

……

……

……

3. Сульфат бария

……

……

……

……

……

……

4. Карбонат кальция

……

……

……

……

……

Задание № 4. Напишите уравнения реакций, схемы которых предложены:

$K_2CO_3 \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO$

……

……

……

……

$Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow A1(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al(NO)_3$

……

……

……

……

$Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO \rightarrow FeCl_2$

……

……

……

……

$S \rightarrow SO_2 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3$

……

……

……

……

Задание №5. Приведите пример генетического ряда, соответствующий схеме:
а) неметалл→кислотный оксид→соль→нерастворимая кислота→кислотный оксид

……

……..

……

……

……

……

б) металл →основный оксид→ соль→ гидроксид металла → соль

……

……..

……

……

……

……

Дата_____ УРОК № 9

Периодический закон и
периодическая система химических элементов (ПСХЭ)
Д.И.Менделеева

Периодический закон – один из важнейших законов химии, он был открыт в 1869г. великим русским ученым-химиком Дмитрием Ивановичем Менделеевым.

Периодический закон является основой современной химии. Изучение строения атома вскрывает физический смысл периодического закона и объясняет закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах периодической системы химических элементов, которая является графическим изображением периодического закона.

Современная трактовка закона:

Свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от значения заряда ядер атомов.

- Порядковый номер элемента заключает в себе физический смысл:

Порядковый номер элемента = Заряду ядра атома = Числу протонов в ядре = Числу электронов в атоме

- Вся масса атома сосредоточена в ядре :

Относительная атомная масса (Ar) = ***Числу протонов (Z)*** $^{1}_{1}p$ + ***Числу нейтронов*** ($^{1}_{0}n$)

$$Ar = p + {}^{1}_{0}n$$

- Физический смысл номера группы:

Номер группы = ***Числу электронов на внешнем уровне*** = ***Высшей валентности элемента***

Задание № 1. Заполните таблицу:

Порядковый № элемента	*Символ элемента*	*Заряд ядра* **Z**	*Число протонов* ***p***	*Число электронов* $\bar{e}$	*Число Валентных электронов*	*Относит.атомная масса* ***Ar***	*Число нейтронов* ***n***
6							
10							
13							
17							
23							
35							
73							
101							

Период – это_____.

_____.

_____

Задание № 2. Ответьте на вопросы:

1. Сколько периодов в ПСХЭ?_____
   из них: малых_____;
   больших _____;
2. Сколько рядов в ПСХЭ?_____.
3. Сколько химических элементов в I периоде?_____
4. Перечислите элементы-неметаллы в малых периодах. Какое число электронов характерно для наружного слоя их атомов?__
   _____

Электроотрицательность – это способность атомов элемента притягивать к себе электроны, которые участвуют в образовании химической связи.

Чем сильнее проявляет элемент неметаллические свойства, тем выше его электроотрицательность.

Задание № 3. Заполните таблицу и сделайте вывод.

Изменение свойств элементов в периоде

№ группы	I	II	III	IV	V	VI	VII
Элемент							
Валентность							
Металл/ неметалл							
	→						
Окисд							
Характер оксида							
	→						
Гидроксид или кислота							
Кислотные / основные свойства	←				→		

В малых периодах слева направо:

- заряд ядер атомов ……..
- число электронных слоев атомов ……
- число электронов на внешнем слое ……
- высшая валентность элементов ……
- прочность связи внешнего слоя ……
- радиус атома ……
- электроотрицательность ……
- металлические свойства элементов, а следовательно и основный характер оксидов и гидрокисдов ……..
- неметаллические свойства элементов, а также кислотный характер оксидов и гидроксидов ……..

В больших периодах с увеличением заряда ядра изменение свойств более сложное.

Группа – _____.

_____.

_____

Каждая группа состоит их двух подгрупп: *главной* (в нее входят элементы больших и малых периодов) и *побочной* (содержащей только элементы больших периодов) . Свойства элементов одной группы, но разных подгрупп неодинаковы.

Задание № 4. Ответьте на вопросы.

1.Сколько групп в Периодической системе ?_____

2.Какие элементы входят в главную подгруппу II группы?_____.

_____

3.Чему равна высшая валентность элемента № 24?_____.

4. Какова формула высшего оксида элементов V группы?_____

Задание № 5. Заполните таблицу и сделайте вывод.

Изменение свойств в главной подгруппе

№ периода	I	II	III	IV	V	VI	VII
Элемент							
Валентность							
Металл / неметалл							
	→						
Оксид							
Характер оксида							
	←						
Гидроксид или кислота							
Кислотные / основные свойства	←						→

В главных подгруппах сверху вниз:

- заряд ядер атомов ……

- число электронных слоев атомов ……
- радиус атома …….
- число электронов на внешнем слое ……
- высшая валентность элементов ……
- прочность связи внешнего слоя ……
- электроотрицательность ……
- металлические свойства элементов, а следовательно и основный характер оксидов и гидрокисдов ……..
- неметаллические свойства элементов, а также кислотный характер оксидов и гидроксидов ……

Задание № 6 В каком периоде, в какой группе и в какой подгруппе находятся элементы с порядковыми номерами:

а) № 14 ……

б) № 29:……

в) № 52:……

г) № 56:……

д) № 78:……

Задание № 7 Ответьте на вопросы.

1. Напишите символ, название и порядковый номер элемента, который находится:

а) в третьем периоде и в главной подгруппе шестой группы……
……

б) в пятом периоде и в побочной подгруппе второй группы:……
…….

в) в шестом периоде и в главной подгруппе четвертой группы……
…….

г) в четвертом периоде и в побочной подгруппе седьмой группы ….
……

2. Какие элементы главной подгруппы шестой группы являются элементами малых периодов? Напишите их символы, названия и порядковые номера……..

…….

3. Напишите формулы высших оксидов всех элементов четвертой группы (А п/гр)

   ……

4. Напишите формулы высших оксидов элементов с порядковыми номерами:

а) № 16…….; б) № 21…… ..…..; в) № 25 ……;

г) № 48…….; д) № 74……..; е) № 87 …….

5. Напишите формулы гидроксидов или кислот всех элементов шестой группы (А п/гр)…….

6. По положению элемента в периодической системе определите, какой элемент имеет больший радиус атома, обладает более выраженными металлическими свойствами:

а) йод $_{53}$I или бром $_{35}$Br:……;

б) олово $_{50}$Sn или йод $_{53}$I……

в) магний $_{12}$Mg или барий $_{56}$Ba ……..

г) фосфор $_{15}$P или висмут $_{83}$Bi…….

7. Какой элемент четвертого периода является самым активным неметаллом?……

8. Какой элемент первой группы главной подгруппы является самым активным металлом? ……..

Дата_____ УРОК № 10

Строение атома

Атом – это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных (одного или нескольких) электронов, вращающихся вокруг ядра.

Химические свойства элементов определяются строением электронных оболочек.

По современной теории строения атома нельзя говорить о какой-то определенной траектории движения электрона, а можно лишь судить о той или иной степени вероятности нахождения электрона в данной точке пространства.

Орбиталь – _____.

_____.

Располагаясь на различных расстояниях от ядра электроны образуют ***энергетические уровни*** или ***слои.***

. ***Номер периода*** = ***Числу*** **…….**

Номер группы = ***Числу*** **…….**

Энергетический уровень — это совокупность орбиталей, которые имеют одинаковое значение главного квантового числа, он характеризует запас энергии электрона.

Электронный слой — это совокупность электронов, находящихся на одном энергетическом уровне.

Задание № 1. По положении. элементов в ПСХЭ определите число электронных слоев и число электронов на внешнем уровне

Элемент	$_{6}C$	$_{16}S$	$_{55}Cs$	$_{20}Ca$	$_{56}Ba$	$_{53}I$	$_{54}Xe$	$_{17}Cl$
Число электронных слоев								
Число электронов на внешнем уровне								

Задание № 2. Ответьте на вопросы.

1. Чему равно максимальное число электронов на внешнем электронном слое атома ?.....
2. Какой электронный слой называется завершенным?.....

……

3. Чему равно число электронов на внешнем слое атомов:

а) второй группы главной подгруппы?……..

б) четвертой группы главной подгруппы?……..

в) седьмой группы главной подгруппы?.....

4. Чем объясняются общность свойств элементов одной главной подгруппы?.....
5. Чем объясняется периодическое изменение свойств элементов и их соединений при увеличении порядкового номера?.....

…….

ВЫВОД:

1. ***Свойства элементов определяются***…….

……

2. ***Чем*** ……..….. ***электронов на внешнем уровне, тем*** ……..... ***металличность элемента, и наоборот.***
3. ***Металличность – это способность атомов элемента*** ……..***электроны, а неметалличность -*** ……..

Распределение электронов в атоме

Каждый уровень делится на подуровни*:*

- ***s****-подуровень* - ближайший к ядру подуровень каждого уровня, включает в себя ***1 s-орбиталь***, которая имеет форму шара, максимальная емкость s-подуровня _____ электрона;
- ***p****-подуровень* включает в себя ***3 p-орбитали***, которые имеют форму гантели и взаимно перпендикулярны, максимальная емкость p-подуровня – _____электронов;
- ***d****-подуровень* включает в себя ***5 d-орбиталей***, имеющих сложную форму, максимальная емкость d-подуровня – ____ электронов;
- ***f*** *-подуровень* включает в себя *7* ***f-орбиталей***, имеющих сложную форму, максимальная емкость f-подуровня – ___электронов.

Энергетический уровень	*Подуровени*	*Число орбиталей на подуровне*	*Максимальная емкость подуровня*	*Суммарное число электронов на уровне*

n=1	*s- подуровень*	1		
n=2	*s- подуровень*	1		
	p -подуровень	3		
n=3	*s-подуровень*	1		
	p-подуровень	3		
	d-подуровень	5		
n=4	*s-подуровень*	1		
	p-подуровень	3		
	d-подуровень	5		
	f-подуровень	7		

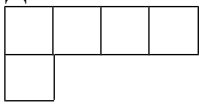
Графические формулы

Распределение электронов в атоме можно изображать с помощью графических формул орбиталь изображается: □

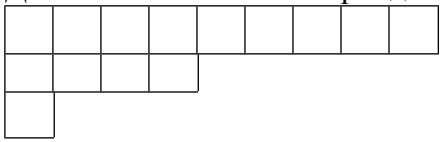
Если на орбитали располагается один электрон, то его называют _____и он обозначается ↑, если два электрона, то _____ - ↑↓.

Для элементов I-ого периода: **n=1**

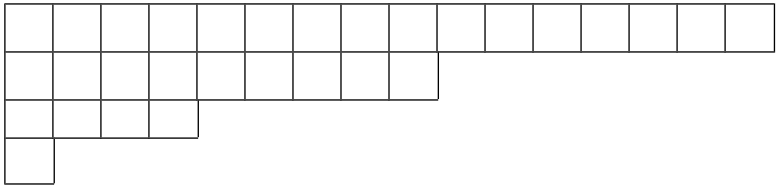
Для элементов II-ого периода: **n=2**



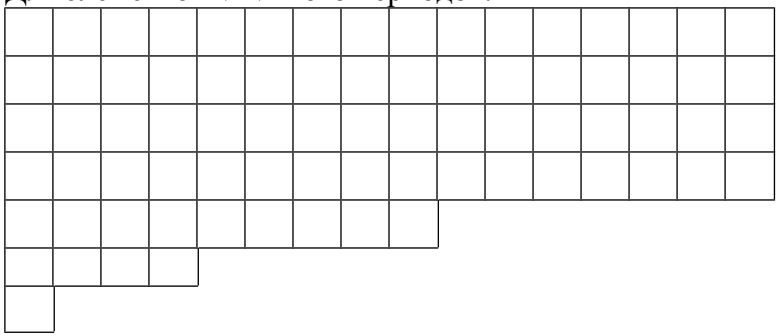
Для элементов III-ого периода: **n=3**



Для элементов IV-ого периода: **n=4**



Для элементов V-VII-ого периодов:



Порядок распределение электронов в атоме.

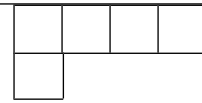
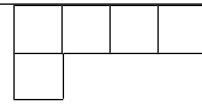
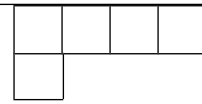
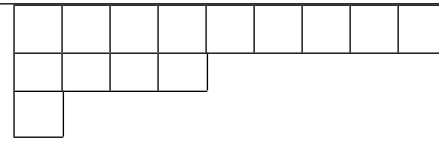
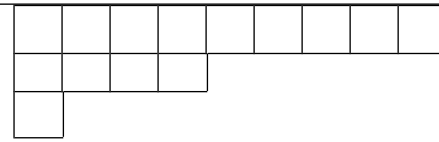
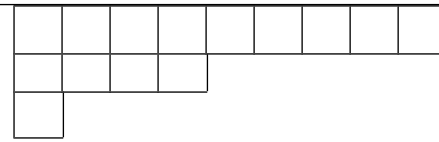
- Сначала заполняются уровни с меньшим значением **n**.
- В пределах уровня: сначала заполняется один подуровень, затем другой.
- В пределах подуровня: электроны распределяются сначала по одному в каждой ячейке, а затем подселяются;

Алгоритм составления графической формулы:

1) Определить № периода, в котором находится элемент;
2) Определить число валентных электронов (по № группы);
3) Начертить ячейки;
4) Распределить электроны внешнего энергетического уровня по подуровням;
5) Заполнить предыдущие энергетические уровни.

Задание № 3.Составьте графические и электронные формулы для элементов:

Порядковый № элемента	*Символ элемента*	*№ периода*	*Число вален. электронов*	*Графическая формула/ Электронная формула*

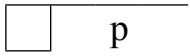
3				
6				
9				
12				
15				
18				

Возбуждение атома

При рассмотрении строения атома необходимо учитывать ***основное*** и ***возбужденное*** состояние атома.

При *возбуждении* атома происходит *распаривание* спаренных электронов и переход их на свободные орбитали. Процесс возбуждения сопровождается затратой энергии.

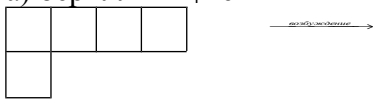
Например: Для атома элемента № 15 существует два валентных состояния:



Валентность =…….. Валентность =…….

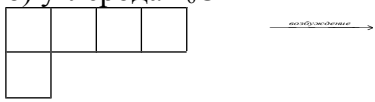
Задание № 4. Изобразите возможные валентные состояния следующих элементов:

а) бериллия $_{4}Be$



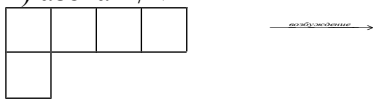
B=……. B=……..

б) углерода $_{6}C$



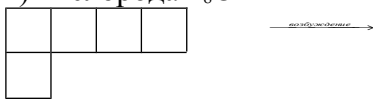
B=……. B=…….

в) азота $_{7}N$



B=…… B=……..

г) кислорода $_{8}O$



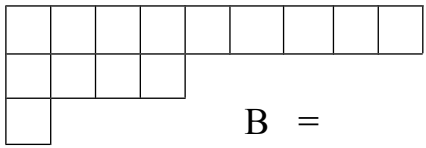
B=…… B=……..

д) кремния $_{14}Si$

B=…….. B=……..

е) серы $_{16}S$

B=……. B=……



B =

ВЫВОД: ***Валентность элемента определяется не только числом ……..электронов, но и числом ……..…... ……..…….. на валентном электронном уровне.***

Электронные формулы

Расположение электронов по уровням и подуровням называется ***электронной конфигурацией***, при записи которой

- цифрой указывают значение главного квантового числа (номер периода),
- затем соответствующими буквами (*s, p*, *d* и *f*) – тип орбитали;
- вверху справа над буквой – число электронов на данной орбитали

Ряд последовательного заполнения электронами орбиталей:

1s | 2s, 2p | 3s, 3p | 4s, 3d, 4p | 5s, 4d, 5p | 6s, 4f, 5d, 6p | 7s, 5f, 6d, 7p

Распределение элементов на семейства.

В зависимости от того, какой подуровень заполняется в атоме в нормальном состоянии, все элементы делятся на семейства:

s- семейство: первые …….. элемента каждого периода;

……

p-семейство: последние …….. элементов каждого периода;

d-семейство: переходные металлы побочных подгрупп больших периодов(после s-элементов 10 элементов);

f-семейство: лантаноиды и актиноиды.

По электронной формуле можно определить элемент и его положение в ПСХЭ.

Например: Определить положение элемента в ПСХЭ (период, группа, подгруппа) по электронной формуле: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

Модель выполнения задания.

$1s^2\ \ 2s^2\ 2p^6\ \ 3s^2$

1) в атоме 3 электронных слоя, значит, элемент находится в III периоде;
2) последним в атоме заполняется s-подуровень, значит это s-элемент главной подгруппы;
3) на внешнем электронном слое находятся 2 электрона, значит это элемент II группы.

Ответ: ***магний*** **Mg.**

Задание № 5. Заполните таблицу

Период Количество	I	II	III	IV	V	VI	VII	Всего
s-элементов								
p-элементов								
d-элементов								
f-элементов								

Задание № 6. Ответьте на вопросы

1. У какого элемента начинается заполнение 4p-подуровня……..,

   у какого заканчивается …….?

2. Какой подуровень заполняется электронами последним у следующих элементов :

а) алюминия $_{13}Al$:……..
б) марганца $_{25}Mn$: ……
в) лития $_{3}Li$:…….
г) европия $_{63}Eu$: …….
д) гелия $_{2}He$: ……..

3. По электронной формуле внешнего слоя определите, какой это элемент? К какому семейству он относится?

а) $3s^2\ 3p^4$……

б) $2s^2\ 2p^1$ ……

в) $5s^2\ 5p^3$ ……

г) $4s^2\ 4p^2$…….

4. Определите элемент и его положение в ПСХЭ по электронной формуле:

а) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$……..
б) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$……
в) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ ……
г) $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$…….
д) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$……
е) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$ …….

План характеристики элемента по его положению в ПСХЭ

1) Положение элемента в ПСХЭ:

- № периода (большой/ малый)
- № группы (главная/побочная)

2) Металл/ неметалл
3) Строение атома:
   - порядковый номер
   - заряд ядра
   - число протонов, электронов, нейтронов
4) Графическая и электронная формулы элемента
5) Возможные степени окисления элемента
   - низшая, высшая и промежуточные
6) Формулы высшего оксида и соответствующего ему гидроксида / кислоты, их кислотно-основной характер
7) Для неметаллов формула летучего водородного соединения и его характер

Задание №7. Составьте характеристику для элементов:
а) №7; б) № 11; в) № 20.

Дата_____ УРОК № 11

Химическая связь.

Химическая связь – это_____.

_____.

_____

Типы химической связи				
ΔЭО=	ΔЭО <	ΔЭО>		

1. ***Ковалентная связь*** образуется _____

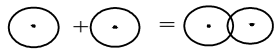
_____

_____

_____

Схема образование молекулы водорода:

H• + •H → H **(:)** H или H-H



<u>Задание № 1.</u>Изобразите схему образования молекул:

1) хлора Cl_2 ……

2) кислорода O_2…….

3) азота N_2…….

Важной характеристикой ковалентной связи является *полярность связи*, которая зависит от *электроотрицательности* (ЭО) элементов, участвующих в образовании связи

а) Ковалентная связь, образованная между атомами с одинаковой ЭО называется …….. …….

A : B

$ЭО_A$ = $ЭО_B$

<u>Задание №2</u>. Пользуясь таблицей ЭО, приведите пример соединений с ковалентной неполярной связью:

…….

.

……

б) Если ковалентная связь образуется между атомами с различной ЭО, то общая электронная пара смещается в сторону атома с большей ЭО. В результате смещения на атоме с большей ЭО возникает избыточный ….. …… заряд, а на атоме с меньшей ЭО - ……заряд.

A : B

$ЭО_A$ < $ЭО_B$

Ковалентная связь, образованная между атомами неметаллов с

различной ЭО, но ΔЭО<1,7, называется ……

…….

Задание №3. Пользуясь таблицей ЭО, приведите пример соединений с ковалентной полярной связью:

…….

.

……

2) Между атомами элементов, сильно отличающихся значениями ЭО (ΔЭО≥1,7) образуется …….

Ионной называется связь, возникающая между ионами за счет сил электростатического притяжения.

Ионы – это ……

……

…….

3) Валентные электроны атомов металлов слабо связаны со своими ядрами и обладают большой свободой перемещения в кристаллической решетке металла.

Металлическая связь - это связь между атомами металла и ионами, находящимися в узлах решетки, и быстро перемещающимися электронами (так называемым "электронным газом")

4) Водородная связь – это химическая связь, между атомом водорода одной молекулы и сильноэлектроотрицательным атомом (O, F, N) другой молекулы.

H – O ··· H − O
|| |
H H

Например, в молекуле воды общая электронная пара смещена к электроотрицательному атому кислорода, а атом водорода превращается в почти лишенный электрона протон. Наличие водородной связи обуславливает такое явление как ассоци-ацию(укрупнение) молекул Например, молекулы воды образуют

| ‖ ассоциаты $(H_2O)_2$, $(H_2O)_3$ и т.д. линейного или пространственного . Н строения

Задание № 4. Определите тип химической связи в соединениях:

Химическое соединение	*ЭО элементов*	*ΔЭО*	*Тип химической связи*
Cl_2			
PCl_3			
NaCl			
NH_3			
H_2S			
Al			
H_2O			
SO_2			
HNO_3			
O_3			
KOH			

Степень окисления

Степень окисления (ст.ок.)— это ..... атома, если предположить, что молекула состоит из ……, т.е все атомы в молекуле……или .....электроны.

Определение степени окисления элементов

1. Алгебраическая сумма всех степеней окисления равна нулю (число отрицательных зарядов равно числу положительных).
2. Степень окисления простых веществ равна 0.

……..

3. Элементы с постоянной валентностью имеют постоянную степень окисления:

Напишите символы элементов с постоянной степенью окисления:

а).Щелочные металлы (I группа, главная подгруппа) ……..

Степень окисления .....

б). Щелочноземельные элементы (II группа, кроме Hg)…….

……Степень окисления……

в). Алюминий, бор. Степень окисления .....

г). Фтор. Степень окисления .....

д). Водород. Степени окисления …….

е). Кислород. Степени окисления ……;исключение:…….

4. Металлы всегда имеют "+" степень окисления.
5. Степень окисления элемента в кислотном остатке остается постоянной в кислотах и в солях:

$H_2S^{+6}O_4$ $Fe_2(S^{+6}O_4)_3$

6. Степень окисления кислотного остатка равна основности кислоты со знаком " - ":.

HCl $H_2(SO_4)$; $H_3(PO_4)$

7. Степень окисления металла в соли определяется по кислотному остатку.

$Fe_2^X(SO_4)_3^{-2}$

Образец: Определить степень окисления элементов в соединении $AlBr_3$.

Алгоритм определения ст.ок.

1). Расставить ст.ок. у элементов с постоянной ст.ок., а неизвестную обозначить через х:

$Al^{+3}\ Br_3^X$

2). Записать сумму ст.ок. элементов в соединении и решить уравнение относительно х:

$(+3)\cdot 1 + x \cdot 3 = 0$; $3x = -3$; $x = -1 \rightarrow Al^{+3}\ Br_3^{-1}$

Задание № 5. Определите степень окисления элементов в соединениях:

а) Cl_2O_7…….

б) Na_2S ……..

в). N_2O_5 ……..

г). NH_3 ……

д). Fe_2O_3 ……

е). H_2CO_3 ……..

ж) $MnSO_4$ …….

з) $Cu(NO_3)_2$ ……

Дата_____ УРОК № 12

Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительными реакциями называются реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов в формулах продуктов реакции по сравнению с теми же элементами в формулах реагентов.

Основные положения теории ОВР.

1. **Окисление** – это процесс _____ электронов, *степень окисления при этом* _____;

$$S^{-2} - 6\,\bar{e} \rightarrow S^{+4}$$

2. Атом, молекула или ион, отдающий электроны, _____, но является _____;
3. **Восстановление** – это процесс _____электронов, *степень окисления при этом* _____:

$$N^{+5} + 2\,\bar{e} \rightarrow N^{+3}$$

4. Атом, молекула или ион, присоединяющий электроны во время реакции _____, но является _____.

Задание № 1. Определите количество отданных или полученных электронов, какой это процесс?

1. S^{-2} ……→ S^0 ……

2. S^{+4} ……→ S^{+6} ……

3. N^{+5} ……→ N^{+2} ……

4. N^{-3} ……→ N^{+4} ……

5. Cl_2^0 ……→ Cl^{-1} ……

6. Cl^{-1} ……→ Cl^{+7} ……

7. Mn^{+6} ……→ Mn^{+2} ……

8. P^{+5} ……→ P^{-3} ……

9. N_2^0 ……→ N^{+2} ……

10. Cu^{+2} ……→ Cu^0 ……

Метод электронного баланса

1. Составить схему реакции, расставить степени окисления и подчеркнуть, атомы каких элементов изменили степень окисления:

$K^{+1}\underline{Mn}^{+7}O_4^{-2}+K_2^{+1}\underline{S}^{+4}O_3^{-2}+H_2^{+1}O^{-2}$——> $\underline{Mn}^{+4}O_2^{-2} + K_2^{+1}\underline{S}^{+6}O_4^{-2} + K^{+1}O^{-2}H^{+1}$

2. Составить электронные уравнения процессов окисления и восстановления:

$Mn^{+7} + 3\bar{e}$——> Mn^{+4}

3	нок 6	**2**	восстановление	окислитель
2		**3**	окисление	восстановитель

S^{+4} - 2 $\bar{e}$ ——> S^{+6}

↓

коэффициенты

3. Уравнять число отданных и полученных электронов, подобрав к ним НОК и дополнительные множители - ***коэффициенты*** (закон электронного баланса):

4. Перенести эти коэффициенты в схему реакции. Затем подобрать коэффициенты перед формулами других веществ реакции:

$2KMnO_4 + 3K_2SO_3 + H_2O$ ————> $2MnO_2 + 3K_2SO_4 + 2KOH$

5. Заключительная часть: правильность составления уравнения определяется равенством числа атомов кислорода в левой и правой частях уравнения: 18 = 18.

Типы окислительно-восстановительных реакций:

1. *Межмолекулярные реакции* — такие реакции, которые идут с изменением степеней окисления атомов в различных молекулах.
П. *Внутримолекулярные реакции* — такие реакции, в которых атомы меняют степень окисления и находятся в одной молекуле.
III. Р*еакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления*) — такие реакции, которые идут с изменением степени окисления атомов одного и того же элемента.
ВЫВОД: ***Элементы в высшей степени окисления являются только ……, в низшей степени окисления – только ……..…, а в промежуточной степени окисления проявляют ……....***
Задание № 2. Подберите коэффициенты методом электронного баланса, определите окислитель и восстановитель, а также тип ОВР

1. $K I + K Cl O_3 + H_2 S O_4 = K Cl + I_2 + K_2 S O_4 + H_2O$

_____.

_____

2. $I_2 + H N O_3 \rightarrow H I O_3 + N O + H_2 O$

_____.

_____

3. $Br_2 + Cl_2 + H_2 O \rightarrow H BrO_3 + H Cl$

_____.

_____

4. $S + KOH \rightarrow K_2S + K_2SO_3 + H_2O$

_____.

_____

5. $HNO_2 \rightarrow HNO_3 + NO + H_2O$

_____.

_____

6. $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + NO_2 + O_2$

_____.

_____

Дата_____ УРОК № 13

Растворы

Растворы – это_____.

_____.

_____.

Название раствора	*Характеристика раствора*
Разбавленный	Масса растворенного вещества < 50 % от массы раствора
Концентрированный	Масса растворенного вещества > 50 % от массы раствора
Насыщенный	Раствор, в котором при данной t °С вещество больше не растворяется. **Концентрация насыщенного раствора постоянна.**
Ненасыщенный	Раствор, концентрация которого меньше концентрации насыщенного раствора.
Пересыщенный	Пересыщенный раствор- это раствор с концентрацией раствора выше, чем у насыщенного раствора

*Кристаллогидраты – это*_____.

_____.

_____.

Задание № 1.Подчеркните, какие из следующих веществ являются кристаллогидратами:

K_2SO_3,; $Sn(NO_3)_2 \cdot 20H_2O$; $MgSiO_3$,; $NiCl_2 \cdot H_2O$; $RbOH$; $BaS \cdot 6\ H_2O$;

$Sr(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$; $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$; $NaHCO_3$, ; $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$,

Виды концентраций.

Важной характеристикой любого раствора является концентрация: массовая доля, мольная концентрация, нормальная концентрация.

Массовая доля

Массовая доля растворённого вещества (ω) *показывает сколько грамм растворенного вещества содержится в 100 граммах раствора.*

$$\omega(x) = \frac{m_{вещества}}{m_{раствора}}$$

$$m_{вещества} = m_{раствора} \cdot \omega$$

$$m_{раствора} = \frac{m_{вещества}}{\omega}$$

$$m_{раствора} = m_{вещества} + m_{H2O}$$

$$m_{раствора} = V_{мл\ раствора} \cdot \rho_{г/мл}$$

Задание №1. Пользуясь формулами, заполните пустые ячейки в таблице:

$m_{вещества;\ (г)}$	$m_{растворителя;,\ (г)}$	$m_{раствора;\ (г)}$	$\omega\ (\%)$
5		50	
40		200	
20	80		
10	190		
50			40%
60			25%
		220	35%
		150	40%
	220	300	
	700	1000	

Задание № 2.

Задача №1 Смешали 200 г 10%-ного раствора и 300 г 30%-ного раствора соли. Определите массовую долю соли во вновь полученном растворе.

Найти:

$\omega_3 = ?$

Дано:

$m_{1\ р\text{-}ра} =$

Решение

ω_1 =

$m_{2\ р\text{-}ра}$ =

ω_2 = .

Ответ: ……

Задача №2 Определить массу осадка, образованного при взаимодействии 200 г 15% раствора серной кислоты с избытком раствора хлорида кальция.

Найти: | Решение

Дано: |

Ответ: ……

.

Мольная концентрация.

Мольная концентрация ***($C_м$)*** показывает сколько моль растворенного вещества содержится в 1 литре или 1000 мл раствора.

$$C_м = \frac{n \cdot 1000}{V_{раствора(мл)}} \quad \text{или} \quad C_м = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V_{раствора(мл)}}$$

1М – молярный раствор
0,5 М – полумолярный раствор
0,1 М – децимолярный раствор

0,01 М – сантимолярный раствор

Нормальная (эквивалентная) концентрация.

Нормальная концентрация ($C_н$) показывает сколько моль эквивалентов растворенного вещества содержится в 1 литре или 1000 мл раствора.

$$C_н = \frac{n_{экв} \cdot 1000}{V_{раствора(мл)}} \qquad \text{или} \qquad C_н = \frac{m \cdot 1000}{m_{,экв} \cdot V_{раствора(мл)}}$$

$m_{экв}$ определяется для каждого вещества по формулам:

а) $$m_{экв}(кислоты) = \frac{M}{основность(числоатомовH)}$$

б) $$m_{экв}(основания) = \frac{M}{кислотность(числоOH-групп)}$$

в) $$m_{экв}(соли) = \frac{M}{числоатомовMe \times валентностьMe}$$

Определите эквивалентные массы для следующих веществ:

1) $BaSO_4$: M=……..; $m_{экв}$= · =

2) $Ca(OH)_2$: M=……..; $m_{экв}$= · =

3) H_3PO_4: M=……..; $m_{экв}$= · =

4) NaOH: M=……..; $m_{экв}$= · =

5) H_2SO_4: M=……..; $m_{экв}$= · =

6) $AlCl_3$: M=……..; $m_{экв}$= · =

1н или 1 N – нормальный раствор
0,5 н или 0,5 N – полунормальный раствор
0,1 н или 0,1 N – децинормальный раствор
0,01 н или 0,01N– сантинормальный раствор

Молярная и нормальная концентрация связаны между собой простым соотношением:

$$\frac{C_м}{C_н} = \frac{m_{экв}}{M}$$

В расчетных задачах концентрации растворов даны для определения количества растворенного вещества (n), поэтому удобно пользоваться формулами:

- если известна массовая доля масса раствора $n = \frac{\omega \cdot m_{раствора}}{M}$;

- если известна мольная концентрация и объем раствора: $n = \frac{C_м \cdot V_{раствора}}{1000}$;

- если известны массовая доля, объем и плотность раствора:

$$n = \frac{\omega \cdot V_{раствора} \cdot \rho}{M}$$

Задача №3 Определить массу соли, образовавшейся при сливании 20 мл 20% раствора серной кислоты (плотность 1,12 г/см^3) с избытком раствора гидроксида натрия.

Найти: | Решение

Дано:

Ответ: ……..

.

Задача №2 Определить массу осадка, образованного при сливании 20 мл 15% раствора серной кислоты (плотность 1,12 г/см^3) с избытком раствора хлорида кальция.

Найти: | Решение

Дано:

Ответ: ……

Дата_____ УРОК № 14

Электролитическая диссоциация

Вещества с ионной и полярной ковалентной связью являются _____.

Электролитическая диссоциация – это _____.

_____

1.Основные положения электролитической диссоциации.

С.Аррениус. 1887 год

1._____.

_____.

Катионы _____.

Анионы _____.

2. _____.

_____.

_____.

3. _____.

4. _____.

Задание № 1. Распределите следующие ионы в соответствующие графы:

Na^+; $ZnOH^+$; Cl^-; NH_4^+; NO_3^-; Ca^{2+}; HS^-; H^+; PO_4^{3-}; $[Fe(CN)_6]^{3+}$; OH^-

Катионы	Анионы

простые	сложные	простые	сложные

2. Количественной характеристикой силы электролиты является

степень диссоциации: $\alpha = \frac{N_{распавшихсямолекул}}{N_{числурастворенныхмолекул}} \times 100\%$

Если α >0,3 или 30% - _____ электролит, если 2%< α <30% - электролит _____ если α < 2% _____электролит.

***Сильные электролиты*:** соли…….

Кислоты……

Основания……

<u>3. Диссоциация кислот</u> ↔ H^+ + кислотный остаток

_____.

Слабые многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато

I ступень: _____.

II ступень:_____.

<u>Задание № 2</u>. Напишите уравнение диссоциации следующих кислот:

1) HNO_3 …….

2) H_2S ……

……..

4) H_2CO_3 ……...

……..

<u>Задание № 3</u>. Дайте определение кислотам в свете ТЭД.

Кислоты - это _____.

_____

_____

4. Диссоциация оснований ↔ Металл + OH^-

_____.

Слабые многокислотные основания диссоциируют ступенчато

I ступень: _____.

IIступень:_____.

Задание № 4. Напишите уравнение диссоциации следующих оснований:

1) КОН …….

2) $Ca(OH)_2$ ……

……..

3)$Fe(OH)_3$ ……...

……..

…….

Задание № 5. Дайте определение основаниям в свете ТЭД.

Основания – это _____.

_____

5. Диссоциация ***амфотерных*** гидроксидов:

_____ $Zn(OH)_2$ _____

.

_____

_____

Задание № 6. Напишите уравнение диссоциации гидроксида алюминия:

…….$Al(OH)_3$ ……

……

……..

При диссоциации амфотерных оснований образуются _____.

_____.

ВЫВОД :

Носителями кислотных свойств являются

……, ***а основных свойств -***

……..

5.Диссоциация солей ↔ Металл + кислотный остаток

а) средние соли _____.

б) кислые соли _____.

в) основные соли _____.

г) двойные соли _____.

д) комплексные соли – сильные электролиты, диссоциируют ступенчато

I ступень:_____.

II ступень:_____.

Задание № 7. Напишите уравнение диссоциации следующих солей:

1) $Mg(NO_3)_2$…….

2) $NaHCO_3$ ……

3)$Cr(OH)_2Cl$ ……...

4) $Fe_2(SO_4)_3$……..

5) $K_3[Fe(CN)_6]$……..

…….

Задание № 8. Составьте формулы электролитов, если при диссоциации они дают следующие ионы:

катионы	анионы	формула вещества	катионы	анионы	формула вещества
Na^+	CO_3^{2-}		$ZnOH^+$	Cl^-	
Al^{3+}	NO_3^-		Ca^{2+}	HS^-	
H^+	PO_4^{3-}		Fe^{3+}	OH^-	

Дата_____ УРОК № 15

Реакции ионного обмена

Взаимодействие ионов в растворе называется ионной реакцией.

При составлении ионных уравнений необходимо помнить:

- Сильные электролиты полностью диссоциируют на ионы;
- Вещества, покидающие сферу реакции (осадок ↓, газ↑), малодиссоциироавнные вещества (H_2O), а также неэлектролиты (оксиды, органические вещества) записываются в молекулярной форме;
- Сумма зарядов в левой и правой частях уравнения равны

Алгоритм
написания полного и сокращенного ионного уравнения

1. Записать уравнение в молекулярной форме, расставить коэффициенты

_____

2. Обозначить вещества, покидающие сферу реакции (см. табл.раствор.)
3. Записать уравнение в ионной форме

_____

4. Исключить из обеих частей уравнения одинаковые ионы
5. Записать оставшиеся ионы – ***сокращенное ионное уравнение***

_____

Сокращенное ионное уравнение отражает ***<u>сущность реакции</u>***

<u>Задание № 1.</u> Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:
а) гидроксида калия и хлорида железа (III):

_____.

_____.

_____

б) карбоната натрия и серной кислоты

_____.

_____.

_____

в) гидроксида натрия и серной кислоты: (р-ция _____)

_____.

_____.

_____

г) сульфата натрия и нитратом калия

_____.

_____.

_____

д) карбонатом кальция и соляной кислоты:

_____.

_____.

_____

ВЫВОД:

Реакции ионного обмена в водных растворах могут протекать

Необратимо до конца

- когда ионы, соединяясь друг с другом образуют вещества:

а) _____, или б) _____, или в)_____

Обратимо, т.е. одновременно в двух противоположных направлениях

если г)_____.

_____

Не протекают, если

д) _____.

_____

Задание № 2. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

а) фосфата натрия и нитрата алюминия:

_____.

_____.

_____

б) сульфида свинца и соляной кислоты:

_____.

_____.

_____

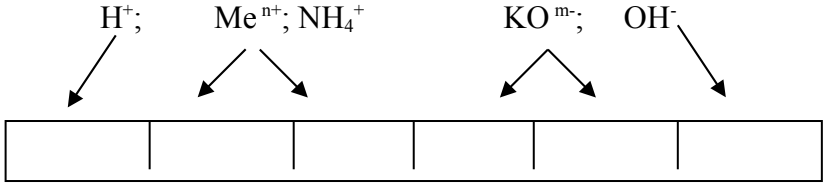
Какие из этих реакций являются обратимыми(……..), а какие – необратимыми(……..)?

Составление полного ионного и молекулярного уравнения по краткому ионному уравнению

Алгоритм действий

1) определить, какие вещества содержат исходные ионы и являются растворимыми (по таблице растворимости);

Kat^{n+} + An^{m-} = Kat_nAn_m



_____/

_____

2) записать формулы реагентов в молекулярной форме ; составить уравнение реакции в молекулярной и ионной форме

_____.

_____

Задание № 3. Приведите примеры трех уравнений реакций, которые можно выразить одним ионным уравнением:

$3Ca^{2+} + 2\ PO_4^{3-} = Ca_3(PO_4)_2$

_____,

_____,

_____,

Задание № 4. Могут ли одновременно существовать в растворе следующие ионы: а) Na^+ и NO_3^-, б) OH^-и Fe^{3+}, в) Ag^+ и Br^-? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной форме

а)_____.

_____.

_____.

б)_____.

_____.

_____.

в)_____.

_____.

_____.

Дата_____ УРОК № 16

Диссоциация воды

Вода – слабый электролит , но в незначительной степени диссоциирует на ионы по уравнению:

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

Опытным путем установлено, что диссоциации подвергается 10^{-7} моль/л. Среда раствора зависит от того, какие ионы находятся в избытке:

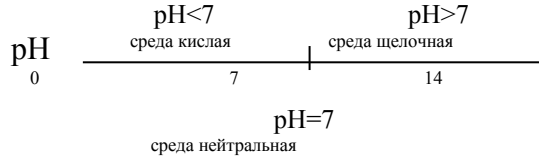
а) $[H^+] > [OH^-] > 10^{-7}$, среда _____, pH = _____

б) $[H^+] < [OH^-] < 10^{-7}$, среда _____, pH = _____

в) $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$, среда _____, pH = _____

Количественной характеристикой среды раствора является ***водородный показатель*** **pH**:

$$pH = - \lg[H^+]$$



Гидролиз солей

*Термин **"гидролиз солей"** определяют как разложение солей водой.*
Гидролиз –** это реакция взаимодействия **соли с водой** с образованием **слабого электролита.
Некоторые соли при растворении в воде образуют нейтральные растворы, другие кислые или щелочные. В этом смысле существуют 4 типа солей.

I тип. Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой гидролизуется по аниону:

$$Na_2CO_3 \leftrightarrow 2Na^+ + CO_3^{2-}$$

↓ ↓

сильное основание -NaOH H_2CO_3 – слабая кислота

В водном растворе: $Na_2CO_3 + HOH \leftrightarrow NaHCO_3 + NaOH$

полное ионное уравнение: $CO_3^{2-} + 2Na^+ + HOH \leftrightarrow 2Na^+ + HCO_3^- + OH^-$

сокращенное ионное уравнение $CO_3^{2-} + HOH \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$

pH >7, среда _____

В результате реакции образуется слабый электролит. Реакция среды раствора — щелочная.

Гидролизу подвергается ион _____ электролита, а среду раствора определяет ион _____ электролита.

Соли, образованные слабыми многоосновными кислотами гидролизуются **ступенчато** (в основном по I ступени**).**

Алгоритм составления
уравнения гидролиза по I ступени

1.	Написать уравнение диссоциации соли	$CaS \leftrightarrow Ca^{2+} + S^{2-}$
2.	Подписать под ионами соответствующие кислоту и основание и определить, что из них является слабым электролитом	$Ca(OH)_2$ H_2S сильный слабый
3.	Написать уравнение взаимодействия иона слабого электролита с водой	$S^{2-} + HOH = HS^- + OH^-$
4.	Определить, какие ионы (H^+ или OH^-) присутствуют в растворе, установить среду раствора, записать значение pH.	Среда щелочная, pH > 7

Задание № 2. Используя алгоритм, составьте сокращенные уравнения гидролиза по I ступени для следующих солей:

а) нитрит калия

……

……

……

б) сульфит бария

……

……

……

II тип. Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой гидролизуется по _____:

_____.

основание кислота

сокращенное ионное уравнение _____.

pH_____, среда _____

Соли, образованные слабыми многокислотными основаниями гидролизуются **ступенчато** (в основном по I ступени**).**

Задание № 3. Используя алгоритм, составьте сокращенные уравнения гидролиза по I ступени для следующих солей:

а) нитрат алюминия

……

……

……

б) сульфат меди

……

……

……

III тип. Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой: гидролизуется по _____, усиливая гидролиз друг друга, т.е. необратимо до конца:

_____.

основание	кислота

молекулярное уравнение

_____.

pH_____, среда _____

Такие соли разлагаются водой с образованием и слабой кислоты, и слабого основания. Реакция среды раствора подобной соли будет или нейтральной, или слабощелочной, или слабокислой (более сильный электролит будет определять среду раствора).

Задание № 4. Используя алгоритм, составьте сокращенные уравнения гидролиза по I ступени для следующих солей:

а) сульфид железа (II)

……

……

……

б) сульфит алюминия

……

……

…….

IV тип :Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой гидролизу _____:

_____.

основание кислота

сокращенное ионное уравнение _____.

pH_____, среда _____

Равновесие такой реакции сильно смещено в сторону образования слабого электролита, т.е. H_2O. Такие соли гидролизу не подвергаются. Раствор соли нейтральный.

Задание № 5. Заполните таблицу.

Растворы солей	Цвет нндикатора			Сокращенное уравнения реакций гидролиза (по I ступени)
	синий лакмус	метил-оранж	фенол-фталеин	
$Cu(NO_3)_3$				
$ZnCl_2$				
K_2CO_3				
Na_2SO_4				
Al_2S_3				
Na_3PO_4				
$BaCl_2$				
$FeCl_3$				
$Cr_2(SO_4)_3$				

Задание № 6. В одну пробирку налили раствор Na_2CO_3, в другую – раствор $CuBr_2$. Почему при добавлении фенолфталеина малиновую окраску имеет только один раствор? Какой? Составьте ионные уравнения гидролиза этих солей.

……

……

……

……

……..

Задание № 7. Составьте молекулярные уравнения гидролиза солей на основании сокращенных ионных уравнений:

а) $Cr^{3+} + HOH \leftrightarrow CrOH^{2+} + H^+$ pH …….

…….

б) $Fe^{2+} + HOH \leftrightarrow FeOH^+ + H^+$ pH …….

…….

в) $Cr^{3+} + HOH \leftrightarrow CrOH^{2+} + H^+$ pH …….

…….

г) $Zn^{2+} + HOH \leftrightarrow ZnOH^+ + H^+$ pH …….

…….

д) $SO_3^{2-} + HOH \leftrightarrow HSO_3^- + OH^-$ pH …….

…….

е) $NO_2^- + HOH \leftrightarrow HNO_2 + OH^-$ pH …….

…….

Приложения.

Электроотрицательность элементов (шкала Полинга)

Элемент	ЭО	Элемент	ЭО	Элемент	ЭО

Азот	3,07	Кремний	1,74	Таллий	1,33
Актиний	1,00	Лантан	1,08	Тантал	1,33
Алюминий	1,47	Литий	0,97	Теллур	2,01
Астат	1,90	Магний	1,23	Технеций	1,36
Барий	0,97	Марганец	1,60	Титан	1,32
Бериллий	1,47	Медь	1,75	Углерод	2,5
Бор	2,01	Молибден	1,30	Фосфор	2,10
Бром	2,47	Мышьяк	2,20	Франций	0,86
Ванадий	1,45	Натрий	1,01	Фтор	4,1
Висмут	1,67	Никель	1,75	Хлор	2,83
Водород	2,1	Ниобий	1,23	Хром	1,56
Вольфрам	1,4	Олово	1,72	Цезий	0,86
Галлий	1,82	Платина	1,44	Цинк	1,66
Гафний	1,23	Полоний	1,76	Цирконий	1,22
Германий	2,02	Радий	0,97		
Золото	1,42	Рений	1,46		
Железо	1,64	Ртуть	1,44		
Индий	1,49	Рубидий	0,89		
Иттрий	1,11	Свинец	1,55		
Йод	2,21	Селен	2,48		
Кадмий	1,46	Сера	2,60		
Калий	0,91	Серебро	1,42		
Кальций	1,04	Скандий	1,20		
Кислород	3,5 .	Стронций	0,99		
Кобальт	1,90	Сурьма	1,82		