

Химия

В помощь сдающим ОГЭ

методическое пособие по химии

для учащихся 9-х классов,

Тема №1: «Строение атомов первых 20 химических элементов ПСХЭ Д. И. Менделеева».

Обязательный минимум знаний.

Строение атома: ядро (протоны и нейтроны) + электроны.

Число протонов (p^+) – равно порядковому номеру химического элемента (Z).

Число нейтронов (n^0) – равно $A-Z$, где A – массовое число.

Число электронов (e^-) – равно порядковому номеру химического элемента (Z).

Заряд ядра = число протонов = число электронов ($+Z = p^+ = e^-$).

Номер периода показывает – число электронных слоев в электронной оболочке атома.

Номер группы показывает – число электронов на внешнем электронном слое атома + число валентных электронов.

Валентные электроны – электроны, участвующие в образовании химической связи.

Распределение электронов по энергетическим уровням: на 1-м максимум 2 электрона, на 2-м – 8 электронов, на 3-м – 18 электронов (если уровень последний – то число электронов на нём равно номеру группы или высчитывается как разница общего числа электронов и электронов на предыдущих уровнях). Если последний (внешний) уровень атома имеет максимальное число электронов, то такой электронный слой называется завершенным (его имеют атомы благородных газов – элементы 8 группы).

Тема №2: «Периодический закон и ПСХЭ Д. И. Менделеева».

Обязательный минимум знаний.

Закономерности изменения свойств элементов и их соединений.

В периоде слева направо:

1. Радиус атома уменьшается;
2. Металлические свойства ослабевают;
3. Неметаллические свойства возрастают;
4. Восстановительные свойства ослабевают;
5. Окислительные свойства возрастают;
6. Электроотрицательность возрастает;
7. Число валентных электронов возрастает;
8. Основные оксиды через амфотерные сменяются кислотными.

В группе сверху вниз:

1. Радиус атома возрастает;
2. Металлические свойства возрастают;
3. Неметаллические свойства ослабевают;
4. Восстановительные свойства возрастают;
5. Окислительные свойства ослабевают;
6. Электроотрицательность уменьшается;
7. Число валентных электронов постоянно и равно номеру группы.

Тема №3: «Химическая связь».

Обязательный минимум знаний.

Типы химических связей:

1. Ковалентная полярная химическая связь (образуется между атомами неметаллов с разным значением электроотрицательности или между атомами металла и неметалла с небольшой разностью в значении электроотрицательности). Например: H_2S , NH_3 .
2. Ковалентная неполярная химическая связь (образуется между атомами неметаллов с одинаковым значением электроотрицательности). Например: H_2 , O_2 , P_4 , S_8 .
3. Ионная химическая связь (образуется между атомами неметалла и металла). Например: NaCl , CaO , K_2S .
4. Металлическая химическая связь – характерна для металлов и сплавов. Например: Al , Cu , бронза, чугун, латунь.

Тема №4: «Степень окисления химических элементов».

Обязательный минимум знаний.

Правила расчета степени окисления:

1. С.о. водорода = +1 в соединениях с неметаллами и = -1 в соединениях с металлами (гидриды металлов);
2. С.о. кислорода = -2, кроме пероксидов (-1) и фторидов (+2);
3. С.о. металла = заряду его иона (в таблице растворимости);
4. С.о. простого вещества = 0;
5. Сумма с.о. всех элементов в сложном веществе = 0;
6. С.о. иона = заряду иона (в таблице растворимости).

Алгоритм определения степени окисления элементов в бинарных соединениях:

1. Выбрать более электроотрицательный элемент и найти его степень окисления, как № группы – 8. Написать над ним степень окисления.
2. Умножить степень окисления на индекс у этого элемента. Полученное число со знаком «минус» подписать под другим элементом.
3. Такое же число со знаком «плюс» подписать под другим элементом.
4. Разделить это число на индекс другого элемента. Полученную степень окисления написать над элементом.

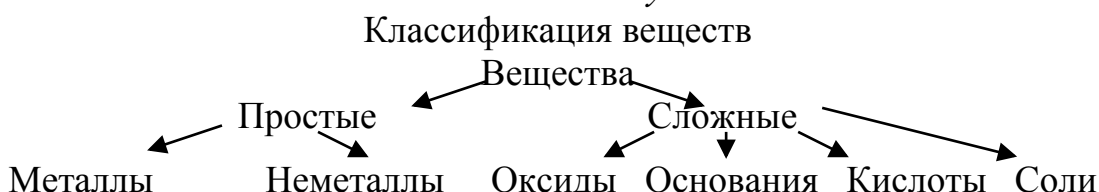
Алгоритм определения степени окисления неметалла в кислотах и солях:

1. Отделить кислород вертикальной чертой, записать сверху его степень окисления – 2 и умножить на индекс. Полученное число написать под кислородом.
2. Такое же число с противоположным знаком записать под левой частью формулы.

3. Вычтешь из него число атомов водорода (для кислот) или заряд металла*индекс металла (для солей). Полученное число написать над знаком центрального элемента.

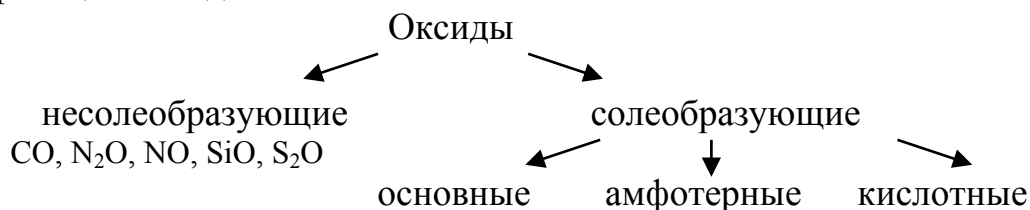
Тема №5: «Простые и сложные вещества. Основные классы неорганических веществ. Номенклатура органических соединений».

Обязательный минимум знаний.



Оксиды – бинарные соединения кислорода, в котором он проявляет степень окисления -2 (CaO , Al_2O_3).

Классификация оксидов.



Несолеобразующие оксиды – не взаимодействуют с кислотами и щелочами и, как следствие, не образуют солей. **Основные оксиды** – образованы металлом в с.о. $+1$ и $+2$ (Na_2O , MgO). **Амфотерные оксиды** – образованы металлами в с.о. $+3$ и $+4$ (Al_2O_3 , PbO_2). Исключения: ZnO , PbO , SnO , BeO (у них с.о. металла равна $+2$). **Кислотные оксиды** – образованы металлом в с.о. $+5$, $+6$, $+7$ или неметаллов, исключая несолеобразующие (SO_3 , CO_2).

Основания – сложные соединения, в составе которых катион металла соединен с гидроксид-анионами: $\text{Me}(\text{OH})_n$. Например: NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Основания могут быть растворимыми и нерастворимыми. Растворимые в воде основания – щелочи (они окрашивают индикаторы).

Кислоты – сложные соединения, в составе которых атом водорода соединен с кислотным остатком (HCl , H_2SO_4). Кислотный остаток может состоять из одного элемента (Cl^-) и быть сложным (SO_4^-).

Соли – сложные вещества, в составе которых катион металла соединен с кислотным остатком (NaCl , CaSO_4).

Формулы и названия кислот и солей.

Формула кислоты	Название кислоты	Название соли	Пример соли
HF	Фтороводородная (плавиковая)	Фторид	FeF_3 , фторид железа (III)
HCl	Хлороводородная	Хлорид	CuCl_2 , хлорид

	(соляная)		меди (II)
HBr	Бромоводородная	Бромид	MgBr ₂ , бромид магния
HI	Йодоводородная	Йодид	NaI, йодид натрия
H ₂ S	Сероводородная	Сульфид	FeS, сульфид железа (II)
H ₂ SO ₃	Сернистая	Сульфит	Na ₂ SO ₃ , сульфит натрия
H ₂ SO ₄	Серная	Сульфат	BaSO ₄ , сульфат бария
HNO ₂	Азотистая	Нитрит	KNO ₂ , нитрит калия
HNO ₃	Азотная	Нитрат	Cu(NO ₃) ₂ , нитрат меди (II)
H ₂ CO ₃	Угльная	Карбонат	CaCO ₃ , карбонат кальция
H ₂ SiO ₃	Кремниевая	Силикат	Na ₂ SiO ₃ , силикат натрия
H ₃ PO ₄	Фосфорная	Фосфат	Ca ₃ (PO ₄) ₂ , фосфат кальция

Тема №6: «Условия и признаки протекания химических реакций. Химические уравнения».

Обязательный минимум знаний.

Физические явления – явления, при которых состав вещества остается постоянным, а изменяется лишь его агрегатное состояние или форма и размеры тел. Примеры: плавление парафина, таяние льда, испарение воды.

Химические явления (химические реакции)– явления, при которых одни химические вещества превращаются в другие. Примеры: горение древесины, ржавление металлов, скисание молока.

Химическое уравнение – это условная запись химической реакции с помощью химических формул и коэффициентов.

Признаки химических реакций:

1. Изменение цвета;
2. Выделение тепла и света;
3. Выделение газа;
4. Растворение осадка;
5. Изменение запаха;
6. Выпадение осадка.

Тема №7: «Классификация химических реакций».

Обязательный минимум знаний.

Типы химических реакций по числу и составу исходных и полученных веществ:

1. *Реакция разложения* – это реакции, при которых из одного вещества образуется несколько других. Например: $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
2. *Реакция соединения* – это реакции, при которых из нескольких веществ образуется одно. Например: $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
3. *Реакция обмена* – это реакции, при которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями. Например:
 $\text{CuSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{CuCl}_2$
4. *Реакция замещения* – это реакция между простым и сложным веществом, при которой атомы простого вещества, замещают атомы одного из элементов в сложном веществе. Например:
 $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

Типы химических реакций по тепловому эффекту:

1. *Экзотермические* – протекают с выделением теплоты;
2. *Эндотермические* – протекают с поглощением теплоты.

По изменению степени окисления исходных веществ и продуктов реакции:

1. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – реакции, протекающие с изменением степени окисления;
2. Не окислительно-восстановительные реакции – реакции, протекающие без изменением степени окисления;

По участию катализатора:

1. *Каталитические* – протекают с участием катализатора;
2. *Некаталитические* – протекают без участия катализатора.

По обратимости:

1. *Обратимые* – протекают в двух противоположных направлениях;
 $\text{NaCl} + \text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{HCl} + \text{NaNO}_3$
2. *Необратимые* – протекают только в одном направлении.
 $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$

Тема №8: «Электролиты и неэлектролиты. Катионы и анионы».

Обязательный минимум знаний.

Электролиты – вещества, растворы которых проводят электрический ток. К электролитам относятся – растворимые кислоты, щелочи, соли.

Неэлектролиты – вещества, растворы которых не проводят электрический ток. К неэлектролитам относятся – нерастворимые кислоты, основания, соли; оксиды; органические вещества: раствор сахарозы, метанол, этанол, глюкоза.
Дополнительная информация: Габриелян О. С., Химия 8 кл., 2008г., § 35.

Тема №9: «Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей».

Обязательный минимум знаний.

Положения ТЭД:

1. При растворении в воде электролиты диссоциируют на положительные ионы (катионы) и отрицательные ионы (анионы).
2. Под действие электрического тока катионы движутся к катоду (-), анионы – к аноду (+).
3. Диссоциация – обратимый процесс.
4. Не все электролиты диссоциируют в равной мере.
5. Химические свойства электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации.

Кислоты – электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотного остатка. Например: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

Основания – электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла и гидроксид-анионы. Например: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

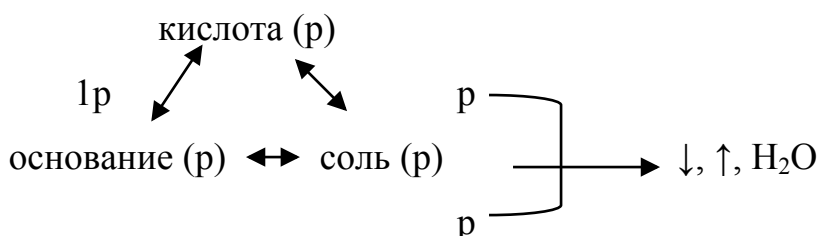
Соли – электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла и анионы кислотного остатка. Например: $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

Это важно! При диссоциации индексы выносятся вперед ионов.
Например: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$

Тема №10: «Реакции ионного обмена и условия их осуществления».

Обязательный минимум знаний.

Взаимодействие кислот, оснований и солей



Эта схема показывает, что кислота может реагировать с основанием, если что-либо одно из них растворимо; растворимая кислота может реагировать с солью; соли между собой могут реагировать, если обе они растворимы; соль с основанием могут реагировать, если и соль, и основание растворимы. Условия реакции – образование осадка, газа или воды.

Алгоритм составления реакций ионного обмена:

1. Записать исходные вещества. Подписать классы веществ.
2. Проверить, являются ли они электролитами (по таблице растворимости). По схеме определить, возможна ли такая реакция.
3. Если возможно, над ионами в исходных веществах проставить заряды (по таблице растворимости).
4. Поменять правые части формул местами и записать, таким образом продукты реакции.

5. Правильно составить формулы продуктов. Для этого поставить заряды ионов, снести их крест-накрест и сократить, если нужно.
6. Расставить коэффициенты в уравнении
7. Под формулами продуктов реакции подписать, являются ли они электролитами или неэлектролитами.
8. Записать электролиты в виде ионов с учетом индексов и коэффициентов; неэлектролиты оставить в молекулярном виде.
9. В левой и правой части сократить одинаковые частицы.
10. Записать оставшиеся после сокращения ионы и молекулы.

Условия протекания реакций ионного обмена до конца (необратимо):

1. Образуется осадок.
2. Образуется газ.
3. Образуется малодиссоциируемое вещество, например вода.

Тема №11: «Химические свойства простых веществ: металлов и неметаллов».

Обязательный минимум знаний.

	+ неметалл	→ соль или оксид (1)
	+ H ₂ O	→ Me(OH) _n +H ₂ (если Me от Li-Al) (2)
	+ H ₂ O	→ Me ₂ O _n +H ₂ (если Me от Mn-Cd) (3)
Металл	+ кислота	→ соль (растворимая) + H ₂ (Me левее H) (4)
	+ соль	→ соль' (растворимая)+ Me (5)
	+ Me ₂ O _n	→ Me' + Me ₂ O _m (6)

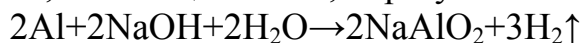
- (1) . Образуется бинарное соединение. Металл пишется слева, неметалл справа. У металла с.о. равна +№ группы (есть исключения), у неметалла с.о. равна № группы - 8. Например: $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Ca}^{+2}\text{O}^{-2}$.
- (2) . Металлы от лития до натрия реагируют с водой при комнатной температуре, остальные – при нагревании. $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$.
- (3) . Данная реакция протекает при нагревании. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2$.
- (4) . Данная реакция характерна только для разбавленных кислот. Металлы, стоящие в ряду напряжений после водорода, с разбавленными кислотами не взаимодействуют. Ещё одно условие данной реакции: в результате неё должна быть образована растворимая соль. $\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$. **Это важно!:** азотная кислота по особому взаимодействует с металлами (см. А.14).
- (5) . $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$.
- (6) . $2\text{Al} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$

Это важно! Особенности химических свойств некоторых металлов:

1. Особенности щелочных металлов (Li, Na, K):
 - При взаимодействии с кислородом литий образует оксид Li₂O, натрий образует пероксид Na₂O₂: $2\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$.
 - С растворами кислот и солей не взаимодействуют, т.к. в первую очередь будут вступать в реакцию с водой.

2. Особенности алюминия:

- При обычных условиях малоактивен, т.к. покрыт прочной оксидной пленкой Al_2O_3 (большинство реакций идут при нагревании);
- Является амфотерным металлом, поэтому взаимодействует не только с растворами кислот, но и с щелочами, образуя соль - алюминат:



- На холоду не взаимодействует с концентрированными серной и азотной кислотами (пассивируется).

3. Особенности железа:

- Для железа характерно образование двух соединений: Fe^{2+} и Fe^{3+} ;
- Образование соединений железа:

+2	+3
1). С неметаллами	
$Fe + S \rightarrow FeS$	$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$
$3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$	
2). С водой:	
$3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2 \uparrow$	
3). С кислотами	
$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2 \uparrow$	
4). С солями:	
$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$	

Тема №12: «Химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных».

Обязательный минимум знаний.

	$+H_2O \longrightarrow$	
	\longrightarrow	кислота (p)
кислотные	+ щелочь	\longrightarrow
		соль + H_2O
Оксиды	+	\longrightarrow
		соль
основные	+ кислота	\longrightarrow
		соль + H_2O
	+ H_2O	\longrightarrow
		щелочь

Это важно! Амфотерные оксиды будут сочетать свойства основных и кислотных оксидов, т.е. будут вступать в реакции с щелочами и кислотами.

Дополнительная информация: Габриелян О. С., Химия 8 кл., 2008г., § 40.

Тема №13: «Химические свойства оснований».

Обязательный минимум знаний.

	+ кислотный оксид	→ соль + H ₂ O
Щелочи	+ кислота	→ соль + H ₂ O
Основания	+ соль	→ соль + основание (↑,↓)
Нерастворимые	+ кислота	→ соль + H ₂ O
	нагревание	→ MeO + H ₂ O

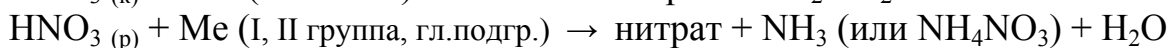
Тема №14: «Химические свойства кислот».

Обязательный минимум знаний.

	+ Me (до H)	→ соль + H ₂
	+ основной/амфотерный оксид	→ соль + H ₂ O
Кислота	+ основание/амфотерный гидроксид	→ соль + H ₂ O
	+ соль	→ соль + кислота (↓,↑)

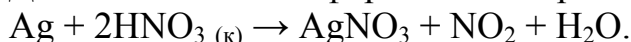
!Особенности взаимодействия азотной кислоты с металлами:

1. Водород **никогда** не выделяется;
2. Металл в полученном нитрате имеет максимальную степень окисления;
3. На холоду не взаимодействует с: Al, Fe, Cr, Co, Ni.
4. Продукты реакции зависят от двух факторов:
 - Активность металла;
 - Концентрация кислоты.



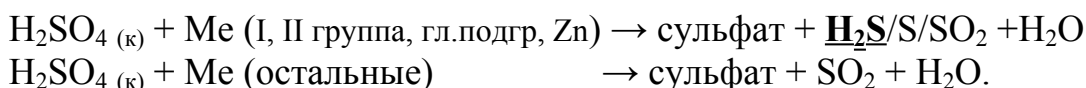
Например:

Дополнительная информация: Габриелян О. С., Химия 8 кл., 2008г., § 38.

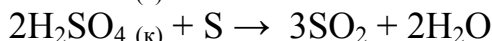


!Особенности химических свойств концентрированной серной кислоты:

1. С металлами:
 - Может взаимодействовать с металлами, стоящими в ряду напряжений после водорода;
 - Металл в полученном сульфате имеет максимальную с.о.
 - Водород никогда не выделяется;
 - На холоду не взаимодействует с: Al, Fe, Cr, Co, Ni.



2. С неметаллами:



3. С органическими веществами: обугливает бумагу, ткань, древесину, сахарозу.

Тема №15: «Химические свойства солей».

Обязательный минимум знаний.

Соли	+ Me (левее)	→ соль + Me'	} (↑,↓).
	+ кислота	→ соль + кислота'	
	+ щелочь	→ соль + основание'	
	+ соль	→ соль + соль'	

Дополнительная информация: Габриелян О. С., Химия 8 кл., 2008г., § 41.

Тема №16: «Первоначальные представления об органических веществах».

Обязательный минимум знаний.

Общие признаки органических веществ:

1. Наличие углерода;
2. Наличие в молекулах только ковалентных связей;
3. Валентность углерода всегда равна четырем.

Основные классы органических веществ.

1. Предельные углеводороды (алканы). Общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.
Важнейшие представители алканов:

Формула	Название
CH_4	Метан
C_2H_6	Этан
C_3H_8	Пропан
C_4H_{10}	Бутан
C_5H_{12}	Пентан

Характерные реакции: замещение и окисление.

2. Непредельные углеводороды (алкены). Общая формула C_nH_{2n} .
Важнейшие представители:

Формула	Название
C_2H_4	Этен (этилен)
C_3H_6	Пропен (пропилен)
C_4H_8	Бутен
C_5H_{10}	Пентен

Особенность строения: наличие двойной C-C связи. Характерные реакции: присоединения и окисления.

3. Непредельные углеводороды (алкины). Общая формула C_nH_{2n-2} .
Важнейшие представители:

Формула	Название
C_2H_2	Этин (ацетилен)
C_3H_4	Пропин
C_4H_6	Бутин
C_5H_8	Пентин

Особенность строения: наличие тройной С-С связи. Характерные реакции: присоединения и окисления.

4. Спирты. Общая формула $C_nH_{2n+1}OH$. Важнейшие представители:

Формула	Название
CH_3OH	Метанол (метилловый спирт)
C_2H_5OH	Этанол (этиловый спирт)
$C_3H_5(OH)_3$	Глицерин

5. Карбоновые кислоты. Общая формула $C_nH_{2n+1}COOH$. Важнейшие представители:

Формула	Название
$HCOOH$	Муравьиная кислота
CH_3COOH	Уксусная кислота
$C_{17}H_{35}COOH$	Стеариновая кислота

Характерны все свойства кислот (взаимодействие с металлами, оксидами металлов, основаниями, солями).

Тема №17: «Чистые вещества и смеси. Правила безопасной работы в школьной лаборатории. Разделение смесей и очистка веществ».

Обязательный минимум знаний.

Химические формулы соответствуют **чистым веществам**. Все изучаемы в школьном курсе способы разделения смесей относятся к физическим.

Смесь – многокомпонентная система (воздух, нефть, морская вода, стекло, бронза, молоко, лимонад).

Смеси бывают однородными (нельзя увидеть границу раздела между веществами): раствор сахара в воде и неоднородными (видна граница раздела между веществами): взвесь мела в воде.

Способы разделения неоднородных смесей:

1. *Отстаивание* (этим же методом можно разделить две несмешивающиеся жидкости с помощью делительной воронки). Ускоряют отстаивание центрифугированием;
2. *Фильтрование*;
3. Некоторые твердые смеси можно разделить при помощи магнита (смесь железных и медных опилок, смесь железных опилок и серы).

Способы разделения однородных смесей:

1. Выпаривание;
2. Перегонка (дистилляция).

Некоторые правила безопасной работы в химической лаборатории:

1. При растворении серной кислоты нужно вливать её тонкой струей в воду и перемешивать;
2. При работе с растворами едких веществ необходимо надевать защитные перчатки и очки;
3. Воспламенившиеся ЛВЖ (нефть, спирт, ацетон) необходимо тушить песком;
4. Опыты с получением токсичных газообразных веществ (SO_2 , H_2S , NO_2) необходимо проводить в вытяжном шкафу.

Дополнительная информация: Габриелян О. С., Химия 8 кл., 2008 г., § 23.

Тема №18: «Определение характера среды раствора кислот и щелочей с помощью индикаторов. Качественные реакции на ионы в растворе и на газообразные вещества».

Обязательный минимум знаний.

Индикаторы

	Кислая	Нейтральная	Щелочная
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый
Лакмус	красный	фиолетовый	синий
Метилоранж	розовый	оранжевый	желтый

Качественные реакции

Хлорид-ион	Cl^-	$+ \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$ белый творожистый осадок
Сульфат-ион	SO_4^{2-}	$+ \text{Ba}^{2+} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$ белый осадок
Карбонат-ион	CO_3^{2-}	$+ \text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ выделение газа $+ \text{Ca}^{2+} \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$ белый осадок
Ион аммония	NH_4^+	$+ \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$ при нагревании запах аммиака
Кислород	O_2	Загорание тлеющей лучины
Водород	H_2	Хлопок при поднесении горячей лучины
Углекислый газ	CO_2	Горящая лучина гаснет
Аммиак	NH_3	По запаху; посинение влажной лакмусовой бумаги; появление белого дыма при внесении палочки, смоченной соляной кислотой («дым без огня»).

Тема №19: «Вычисление массовой доли химического элемента в веществе».

Обязательный минимум знаний.

Вычисления производятся по следующей формуле:

$\omega = \frac{A_r \cdot n}{M_r} \cdot 100\%$, где A_r – атомная масса химического элемента; n – число атомов того элемента, массовая доля которого находится; M_r – молярная

масса молекулы. Например: вычислите массовую долю кислорода в карбиде натрия. Решение:

1. Составляем формулу карбида натрия: Na_4C .
2. $A_r(\text{Na})=23$ г/моль; $n(\text{Na})=4$; $M_r(\text{Na}_4\text{C})=104$ г/моль.
3. Подставляем в формулу и вычисляем: $\omega(\text{Na})=23 \cdot 4 / 104 \cdot 100\% = 88,5\%$
4. Ответ: 88,5%.

Задания части В.

Тема №1: «Периодический закон Д. И. Менделеева».

Обязательный минимум знаний.

См. тема №2 части А.

Тема №2: «Химические свойства простых веществ и оксидов».

Обязательный минимум знаний.

Химические свойства неметаллов.

	Как окислитель	Как восстановитель
H_2	Щелочные металлы	НеМе и МеО
O_2	Ме, неМе (большинство), неМеО (в которых степень окисления неМе не тах)	F_2
Галогены ($\text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2$)	Ме, H_2	-
S	Ме, H_2	O_2 , галогены, H_2SO_4 (к), HNO_3 (к)
N_2	Ме (в обычных условиях только с литией, с остальными – при нагревании), H_2 (при нагревании и давлении)	O_2 (при температуре электрической дуги), галогены.
P	Ме, H_2	O_2 , галогены, HNO_3 (к)
C	Ме, H_2	O_2 , галогены, МеО, H_2SO_4 (к), HNO_3 (к)
Si	Ме, H_2	O_2 , галогены, щелочи

+ см. тема № 12 части А.

Тема №3: «Окислительно-восстановительные реакции».

Обязательный минимум знаний.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – реакции, в ходе которых атомы меняют степени окисления.

Восстановитель – элемент, отдающий электроны (в ОВР его степень окисления повышается). Им может быть атом, ион, имеющий минимальную или промежуточную степень окисления. Например: $\text{Zn}^0 - 2e^- = \text{Zn}^{+2}$.

Окислитель – элемент, принимающий электроны (в ОВР его степень окисления понижается). Им может быть атом, ион, максимальную или промежуточную степень окисления. Например: $S^0 + 4e^- = S^{+4}$.

Атом или ион, имеющий промежуточную степень окисления, может проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства, т.е. проявлять окислительно-восстановительную двойственность. Для элементов главных подгрупп максимальная степень окисления = +№ группы; минимальная № группы – 8.

Восстановление – процесс принятия электронов.

Окисление – процесс отдачи электронов.

+ см. тема №4 части А.

Тема №4: «Химические свойства кислот, оснований и солей».

Обязательный минимум знаний.

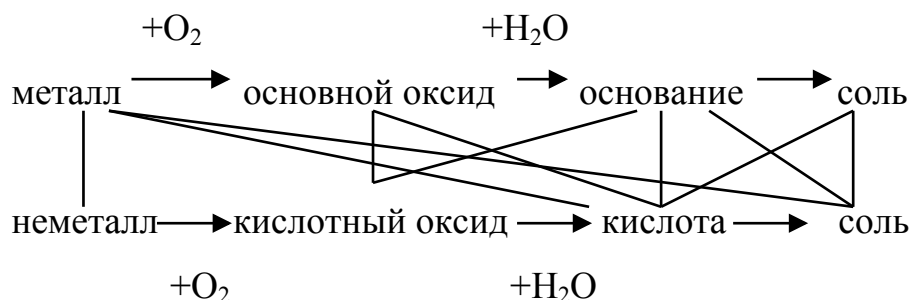
см. тема №13, 14, 15 части А.

Задания части С.

Тема №1: «Взаимосвязь различных классов неорганических веществ».

Обязательный минимум знаний.

Схема генетической связи веществ.



Дополнительная информация: Габриэлян О. С., Химия 8 кл., 2008г., § 42.

Тема №2: «Вычисление массовой доли растворенного вещества в растворе».

Обязательный минимум знаний.

Алгоритм решения расчетных задач на нахождение массы выпавшего осадка по уравнению реакции:

1. Составить уравнение реакции, уравнивать его.
2. По таблице растворимости определить в правой части реакции осадок, обозначить его ↓.
3. Рассчитать массу вещества в растворе по формуле:
$$m(\text{вещества}) = m(\text{раствора}) \cdot \omega.$$
4. Рассчитать количество вещества по формуле: $n = m/M$.
5. По уравнению реакции определить количество вещества того вещества, которое выпало в осадок.
6. Рассчитать массу осадка по формуле: $m = M \cdot n$.

Пример. К 80 г раствора с массовой долей гидроксида натрия 5% добавили избыток раствора сульфата меди (II). Определите массу выпавшего осадка.

Решение.

1. Составляем уравнение реакции: $\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2$.
 2. По таблице растворимости определяем, что в осадок выпадает гидроксид меди(II), тогда уравнение реакции принимает вид:
 $\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$.
 3. Рассчитаем массу NaOH по формуле $m(\text{вещества}) = m(\text{раствора}) \cdot \omega$:
 $m(\text{NaOH}) = 80\text{г} \cdot 0,05 = 4\text{г}$.
 4. Рассчитаем количество вещества NaOH по формуле $m = M \cdot n$:
 $n(\text{NaOH}) = 4\text{г} / 40\text{г/моль} = 0,1\text{моль}$.
 5. По уравнению реакции определяем (по коэффициентам перед веществами), что $n(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/2 n(\text{NaOH}) \rightarrow n(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 0,05\text{моль}$.
 6. Рассчитаем массу $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (осадок) по формуле $m = M \cdot n$:
 $m(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 98\text{г/моль} \cdot 0,05\text{моль} = 4,9\text{г}$.
- Ответ: 4,9 г.

Необходимые формулы:

1. $m = M \cdot n$; $n = m/M$.
2. $m(\text{в-ва}) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega$; $m(\text{р-ра}) = m(\text{в-ва}) / \omega$.
3. $V = V_m \cdot n$; $n = V / V_m$.

