

1 ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1.1 Основные понятия

Понятие	Определение
Химический элемент	Совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра
Моль	Количество вещества, которое содержит столько же структурных единиц этого вещества, сколько имеется в 12 г углерода изотопа ^{12}C
Структурная единица вещества	Химическая частица (атом, молекула, ион) или любая совокупность частиц, передаваемая ее формулой
Число Авогадро	Число структурных единиц, содержащихся в моле любого вещества: $N_A = 6,022141 \cdot 10^{23}$
Углеродная единица или атомная единица массы	1/12 массы атома углерода изотопа ^{12}C . Масса углеродной единицы: 1 а.е.м. = $1,66054 \cdot 10^{-27}$ кг
Относительная атомная масса	Масса атома, выраженная в углеродных единицах; показывает, во сколько раз масса данного атома больше 1/12 массы атома углерода изотопа ^{12}C
Относительная молекулярная масса	Масса молекулы вещества, выраженная в углеродных единицах
Химический эквивалент элемента	Реальная или условная частица, которая может присоединять, высвобождать или быть каким-либо способом равноценной одному атому (иону) водорода в обменных (кислотно-основных) реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях
Валентность	Способность атомов химических элементов образовывать определенное число ковалентных связей с атомами других элементов посредством образования общих электронных пар
Молекула	Наименьшая частица индивидуального вещества, обладающая его основными свойствами и способная к самостоятельному существованию
Атом	Частица, состоящая из положительно заряженного ядра и одного или нескольких электронов; наименьшая частица химического элемента, входящая в состав молекул простых и сложных веществ
Аллотропия	Способность некоторых химических элементов образовывать несколько простых веществ, различных по строению и свойствам
Массовая доля вещества в смеси	Отношение массы компонента к массе смеси: $\omega = \frac{m_{\text{комп}}}{m_{\text{смеси}}}$; $\omega = \frac{m_{\text{комп}}}{m_{\text{смеси}}} \cdot 100\%$
Мольная (молярная) доля вещества в смеси	Отношение количества одного компонента к суммарному количеству всех веществ смеси: $\chi = \frac{V_{\text{комп}}}{V_{\text{смеси}}}$; $\chi = \frac{V_{\text{комп}}}{V_{\text{смеси}}} \cdot 100\%$
Объемная доля вещества в смеси	Отношение объема, занимаемого компонентом, к объему смеси: $\varphi = \frac{V_{\text{комп}}}{V_{\text{смеси}}}$; $\varphi = \frac{V_{\text{комп}}}{V_{\text{смеси}}} \cdot 100\%$
Степень диссоциации	Отношение молекул, распавшихся на ионы, к общему числу растворенных молекул: $\alpha = \frac{n'}{n}$
Относительная плотность	Отношение массы данного объема газа к массе такого же объема другого газа: $D = \frac{m_1}{m_2}$

1.2 Основные законы химии

Закон	Формулировка
Закон сохранения массы	Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе всех продуктов реакции
Периодический закон	Свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра элемента
Закон постоянства состава	Каждое вещество, каким бы способом оно ни было получено, всегда имеет один и тот же качественный и количественный состав (и свойства)
Закон эквивалентов	Вещества взаимодействуют между собой в количествах, пропорциональных их эквивалентам
Закон кратных отношений	Если два элемента образуют между собой несколько молекулярных соединений, то массовые доли любого из элементов в этих соединениях относятся друг к другу как небольшие целые числа
Закон объемных отношений	Объемы вступающих в реакцию газов, а также объемы газообразных продуктов реакции относятся друг к другу как простые целые числа
Закон Авогадро	В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул
Следствия из закона Авогадро	1. При одинаковых условиях разные количества различных газов занимают равные объемы. 2. При нормальных условиях ($T = 273,15 \text{ K}$, $P = 101,3 \text{ кПа}$ или $t = 0^\circ \text{ C}$, $P = 1 \text{ атм.}$) 1 моль любого газа занимает объем, примерно равный 22,4 л/моль
Объединенный газовый закон	$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_0 V_0}{T_0}$, где P_0 , V_0 , T_0 – значения давления, объема, температуры при н. у.
Уравнение Менделеева-Клапейрона (для идеального газа)	$PV = \nu RT$, где P – давление, V – объем, ν – количество газа (моль), T – температура (в К), R – универсальная газовая постоянная ($R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{K}}$)

2 КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Реакция	Определение	Примеры
<i>1. По числу и составу исходных и образующих веществ</i>		
Разложения	Реакция, при которой из одного исходного вещества образуется несколько новых веществ	$2\text{HgO} \xrightarrow{t} 2\text{Hg} + \text{O}_2$
Замещения	Реакция между простым и сложным веществами, в результате которой атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
Обмена	Реакция, в результате которой два вещества обмениваются своими составными частями, образуя два новых вещества	$2\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3$
Соединения	Реакция, в результате которой из двух или нескольких веществ образуется одно новое	$\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \downarrow$ газы
<i>2. По тепловому эффекту</i>		
Эндотермическая	Реакция, проходящая с поглощением теплоты	$\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - 90,4 \text{ кДж}$
Экзотермическая	Реакция, проходящая с выделением теплоты	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + 92,3 \text{ кДж}$

3. По признаку обратимости

Обратимая	Такая реакция, которая в данных условиях протекает одновременно в двух взаимно противоположных направлениях	$3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
Необратимая	Такая реакция, которая в данных условиях протекает до конца, т. е. до полного превращения исходных реагирующих веществ в конечные продукты реакции	$2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$

4. По изменению степени окисления

Проходящая с изменением степени окисления атомов (окислительно-восстановительная*)	Та, при которой происходит переход электронов от одних атомов, молекул и ионов к другим	$\text{H}_2\text{S}^{2-} + \text{O}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}^{2-}$
Проходящая без изменения степени окисления	Та, в которой степень окисления каждого атома после реакции остается неизменной	$2\text{AlCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{S} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow + 6\text{NaCl}$

*Прим.: Электрохимический ряд напряжений металлов

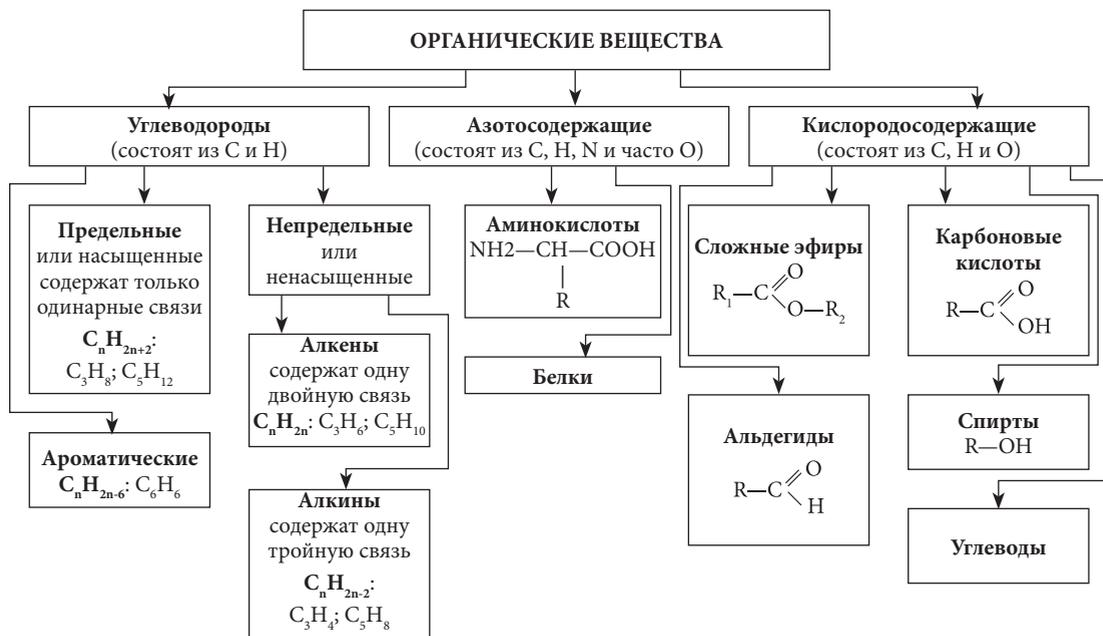
← Me^0 ←																					
уменьшается свойство атома отдавать электроны (окисляться)																					
↑	Li	Cs	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
	-3,04	-3,01	-2,92	-2,90	-2,8	-2,7	-2,3	-1,6	-1,1	-0,7	-0,4	-0,3	-0,2	-0,14	-0,1	0	+0,3	+0,79	+0,8	+1,2	+1,5
	Li ⁺	Cs ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2H ⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺
	увеличивается свойство иона присоединять электроны (восстанавливаться)																				
	→ Me^+ →																				

3 ВИДА ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

Признаки сравнения	Ионная связь	Металлическая связь	Ковалентная связь	
			Неполярная	Полярная
Определение	Связь между ионами	Связь в металлах между ионами за счет обобществленных \bar{e}	Связь, образованная за счет общих электронных пар	
Соединяющиеся частицы	Ионы	Ион-атомы и \bar{e}	Атомы	
Элементы	Атомы элементов с большой разностью в Э.О. $\text{Me} + \text{неMe}$	Атомы Me	Разница в Э.О. $\text{неMe} + \text{неMe}$ атомы одного химического элемента	Разница в Э.О. небольшая $\text{неMe} + \text{неMe}$
Схема образования связи	$\text{Na}^{\cdot+} + \cdot\ddot{\text{Cl}}: \longrightarrow$ $\longrightarrow \text{Na} \overset{+}{\underset{-}{\text{Cl}}}$ $\longrightarrow [\text{Na}]^+ [\text{Cl}]^-$	 $\text{Me}^0 - n\bar{e} \rightleftharpoons \text{Me}^{n+}$	$:\ddot{\text{Cl}}: + \cdot\ddot{\text{Cl}}: \longrightarrow$ $\longrightarrow :\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{Cl}}:$	$\text{H}^{\cdot+} + \cdot\ddot{\text{Cl}}: \longrightarrow$ $\longrightarrow \text{H} \overset{+}{\underset{-}{\text{Cl}}}$

Признаки сравнения	Ионная связь	Металлическая связь	Ковалентная связь	
			Неполярная	Полярная
Частицы в узлах кристаллической решетки	Ионы	Ион-атомы	Атомы, молекулы	
Тип кристаллической решетки	Ионная	Металлическая	Атомная, молекулярная	
Характер связи между частицами	Электростатическое взаимодействие	Металлическая связь между ион-атомами и свободными e^-	Атомная – ковалентные связи, молекулярная – силы межмолекулярного взаимодействия	
Прочность связи	Прочная	Разной прочности	Атомная – очень прочная, молекулярная – слабая	
Характерные физические свойства веществ	Твердые, тугоплавкие, многие растворимы в воде. Растворы и расплавы проводят электрический ток	Твердое агрегатное состояние (кроме Hg), металлический блеск, тепло- и электропроводность, пластичность	Атомная: очень твердые, очень тугоплавкие, нерастворимые в воде. Молекулярная: при обычных условиях – любое агрегатное состояние, невысокая твердость, легкоплавкие, многие растворимы в воде	
Примеры	MgF ₂ , KCl	Fe, Cu	Атомная – C (алмаз), SiO ₂ ; молекулярная – CO ₂ , H ₂ O	

4 ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ И ИХ КЛАССИФИКАЦИЯ



5 НЕОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

5.1 Оксиды

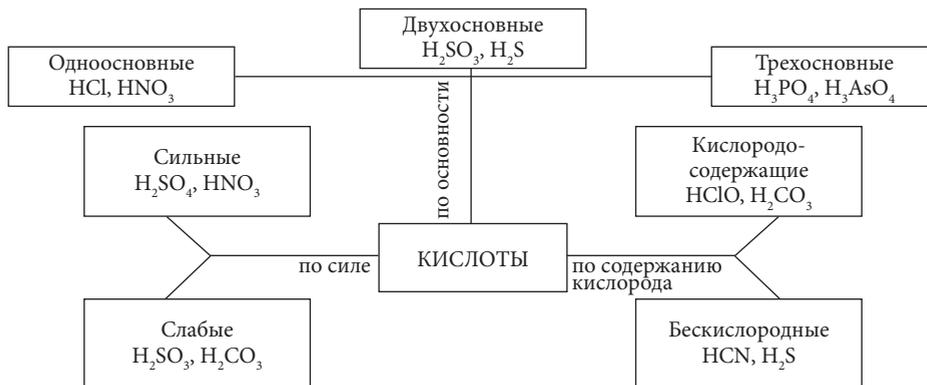


Оксиды	Определение	Примеры
Нормальные	Те, в которых есть связи только между кислородом и каким-нибудь элементом	MgO, SO ₂ , SiO ₂
Пероксиды	Те, в которых есть связи между двумя атомами кислорода	Na ₂ O ₂ , H ₂ O ₂
Смешанные	Те, которые представляют собой смесь двух оксидов одного элемента в разных степенях окисления	Fe ₃ O ₄ = FeO · Fe ₂ O ₃
Кислотные или ангидриды	Те, которые реагируют с водой, образуя кислоты; с основаниями и основными оксидами образуют соли	SO ₃ , SO ₂ , Mn ₂ O ₇
Основные	Те, которые реагируют с водой, образуя основания; с кислотами и кислотными оксидами образуют соли	CaO, Na ₂ O
Амфотерные	Те, которые в зависимости от условий проявляют свойства и кислотных, и основных оксидов	ZnO, Al ₂ O ₃
Безразличные (несолеобразующие)	Те, которые не реагируют ни с кислотами, ни с основаниями. Солей не образуют	NO, N ₂ O

Получение оксидов

Способ	Примеры	Примечание
Взаимодействие простых веществ с кислородом	$S + O_2 \rightarrow SO_2$	Так получают преимущественно оксиды неметаллов
Термическое разложение оснований, солей, кислот	$CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2 \uparrow$	Так получают преимущественно оксиды металлов
Взаимодействие простых веществ и солей с кислотами-окислителями	$C + 4HNO_{3(p-p)} \rightarrow CO_2 + 4NO_2 + 2H_2O$	Так получают преимущественно оксиды неметаллов

5.2 Кислоты



Получение кислот

Реакция	Примеры	Примечание
Взаимодействие простых веществ с водородом	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HCl}$	Так получают только бескислородные кислоты
Взаимодействие воды с ангидридами	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$	Так получают только кислородосодержащие кислоты
Окисление простых веществ	$3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$	-
Взаимодействие солей с кислотами	$\text{NaCl(тв)} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HCl}\uparrow + \text{NaHSO}_4$	Наиболее часто используемый способ получения кислот в лаборатории

Свойства кислот

Реакция	Примеры
Действие на индикаторы	Лакмус синий окрашивается в красный цвет, метиловый оранжевый – в розовый, фенолфталеин остается бесцветным
Взаимодействие с металлами, стоящими в ряду активности до водорода	$\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
Взаимодействие с основаниями и с основными оксидами	$2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с солями	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

5.3 Основания



Получение оснований

Способ	Примеры	Примечание
Взаимодействие металлов или их оксидов с водой	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH}$	Так можно получить только щелочи
Действие щелочей на водные растворы солей	$\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$	Так можно получить нерастворимые основания
Электролиз растворов солей	$2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow[\text{электроды}]{I, \text{графит}} 2\text{KOH} + \text{H}_2 \uparrow + \text{Cl}_2 \uparrow$	Промышленный способ получения KOH и NaOH

Свойства оснований

Реакция	Примеры
Действие щелочей на индикаторы	Метиловый оранжевый становится желтым, лакмус синий – фиолетовым, фенолфталеин – малиновым
Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации)	$\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие щелочей с кислотными оксидами	$2\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие щелочей с растворами солей	$2\text{KOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$
Отношение к нагреванию	Щелочи устойчивы; большинство оснований разлагается: $\text{Cu(OH)}_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

5.4 Соли

Понятие	Определение	Примеры
Средние соли	Продукты полного замещения атомов водорода на металл	BaSO ₄ , CaCO ₃
Кислые соли	Продукты неполного замещения атомов водорода на металл	NaHCO ₃ , MgHSO ₄
Основные соли	Соли, которые кроме ионов металла и кислотного остатка содержат гидроксогруппы	Al(OH) ₂ Cl, [Ca(OH) ₂]CO ₃
Двойные соли	Соли, в которых атомы водорода многоосновной кислоты замещены разными металлами	KNaSO ₄
Смешанные соли	Соли двух кислот	CaClBr
Комплексные соли	Соли, содержащие комплексный ион	[Ag(NH ₃) ₂]Cl, K ₄ [Fe(CN) ₆]

Получение солей

Реакция	Примеры
Взаимодействие кислот и оснований	KOH + HCl → KCl + H ₂ O
Взаимодействие кислот с основными оксидами	H ₂ SO ₄ + CuO → CuSO ₄ + H ₂ O
Взаимодействие щелочей с кислотными оксидами	2NaOH + SiO ₂ → Na ₂ SiO ₃ + H ₂ O
Взаимодействие кислотных и щелочных оксидов	Na ₂ O + CO ₂ → Na ₂ CO ₃
Взаимодействие щелочей с солями	3KOH + FeCl ₃ → 3KCl + Fe(OH) ₃ ↓
Взаимодействие кислот с солями	NaCO ₃ + 2HCl → 2NaCl + CO ₂ ↑ + H ₂ O
Взаимодействие двух солей	Na ₂ SO ₄ + BaCl ₂ → BaSO ₄ + 2NaCl
Взаимодействие простых веществ	2K + Cl ₂ → 2KCl
Взаимодействие металлов с кислотами	2Al + 6HCl → 2AlCl ₃ + 3H ₂ ↑
Взаимодействие металлов с солями	Fe + CuSO ₄ → FeSO ₄ + Cu
Термическое разложение некоторых кислородсодержащих солей	2NaNO ₃ \xrightarrow{t} 2NaNO ₂ + O ₂ ↑

Свойства солей

Взаимодействие	Примеры
Отношение к нагреванию	Многие соли термически устойчивы. Разлагаются соли слабых кислот, соли аммония, а также образованные сильными окислителями или восстановителями: $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t} \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2$
С кислотами	AgNO ₃ + HCl → AgCl↓ + HNO ₃
С щелочами	CuSO ₄ + 2NaOH → Cu(OH) ₂ ↓ + 2Na ₂ SO ₄
С металлами	Zn + Hg(NO ₃) ₂ → Zn(NO ₃) ₂ + Hg
Солей между собой	CaCl ₂ + Na ₂ CO ₃ → CaCO ₃ ↓ + 2NaCl