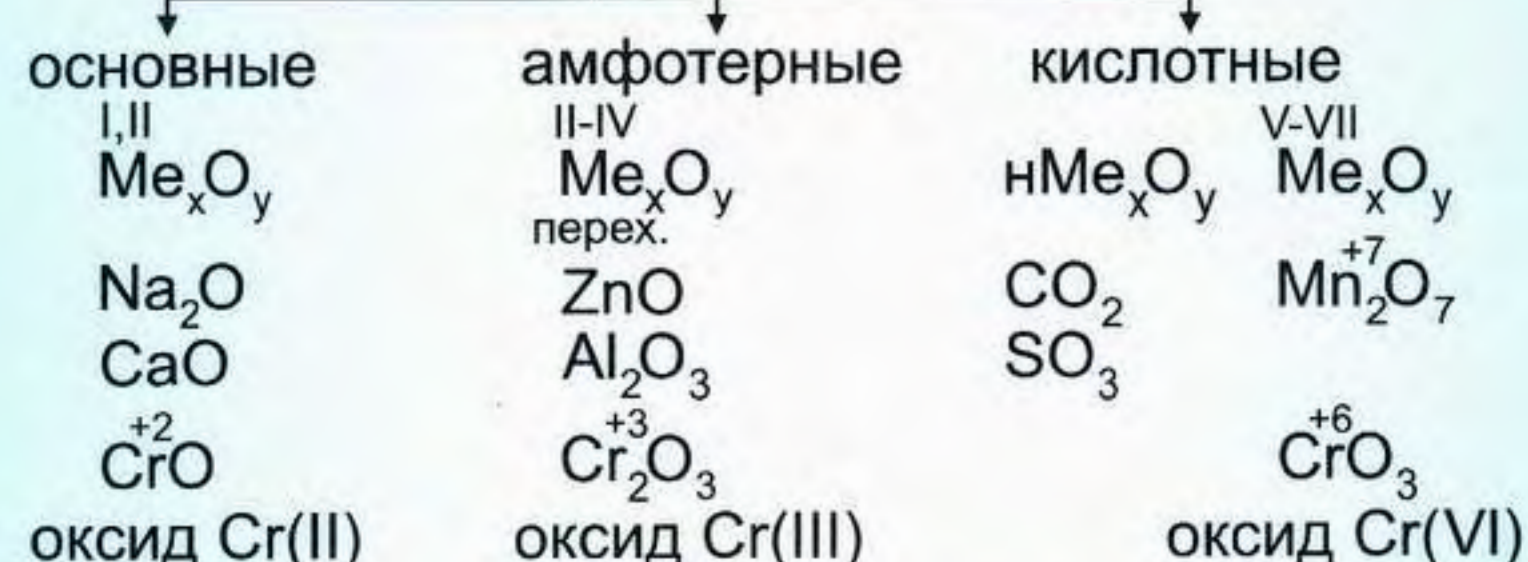


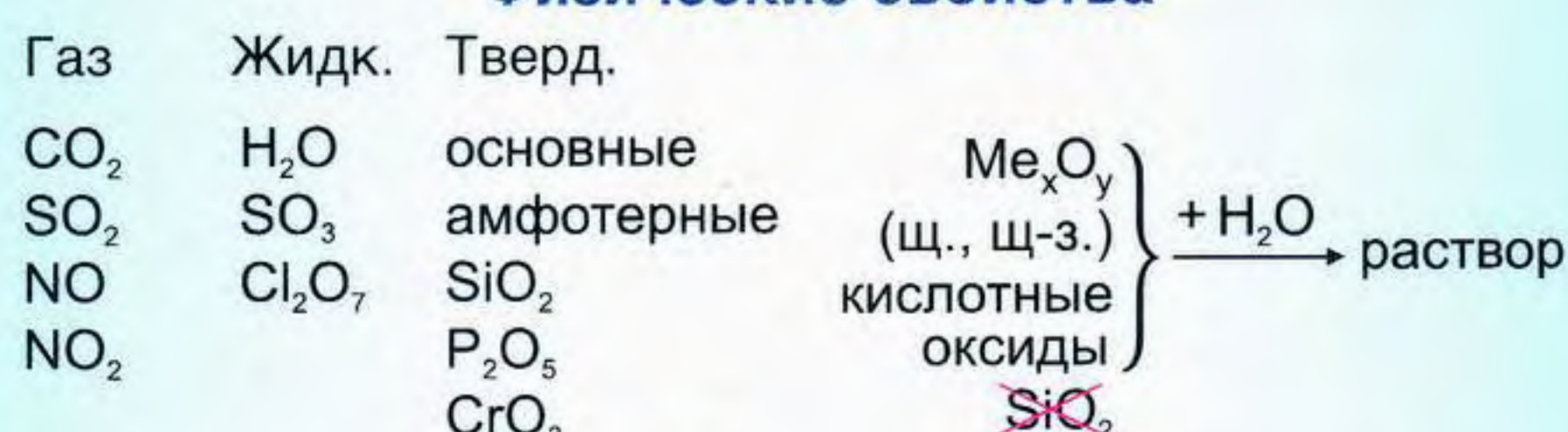
Оксиды $\text{Э}_x\text{O}_y$

Классификация

несолеобразующие (безразличные): N_2O , NO , CO ?
солеобразующие



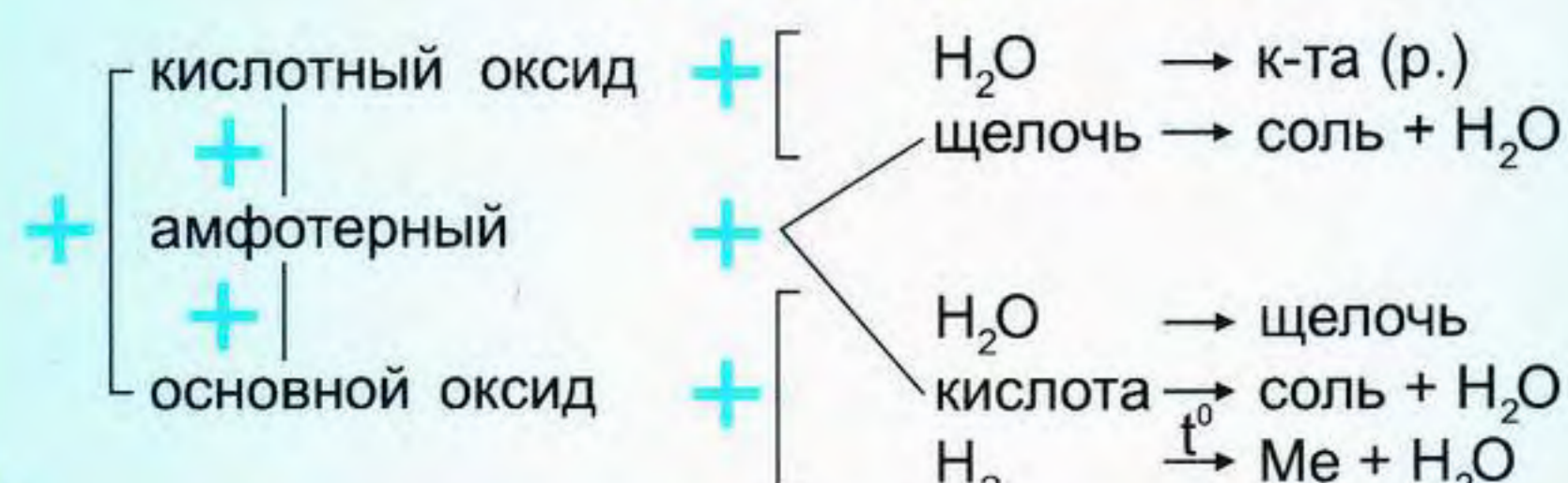
Физические свойства



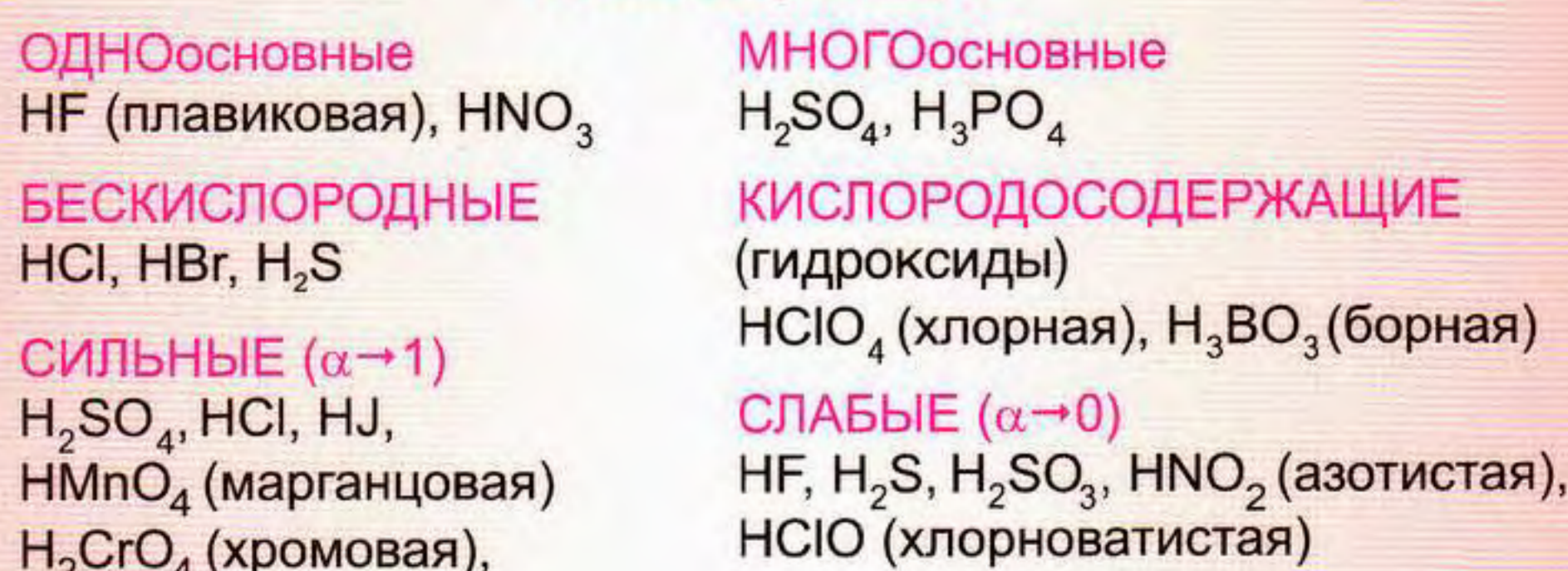
Получение



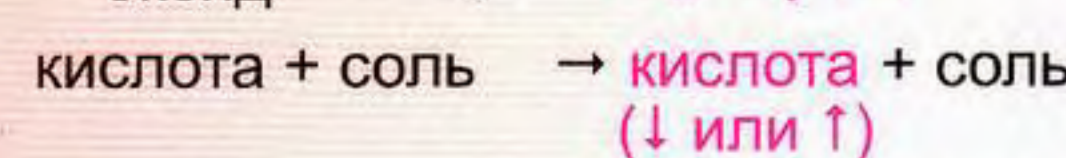
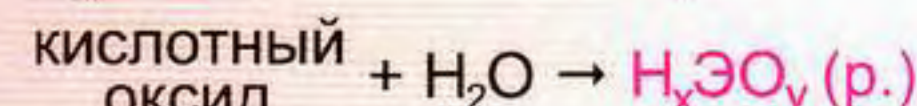
Химические свойства

Кислоты H^+

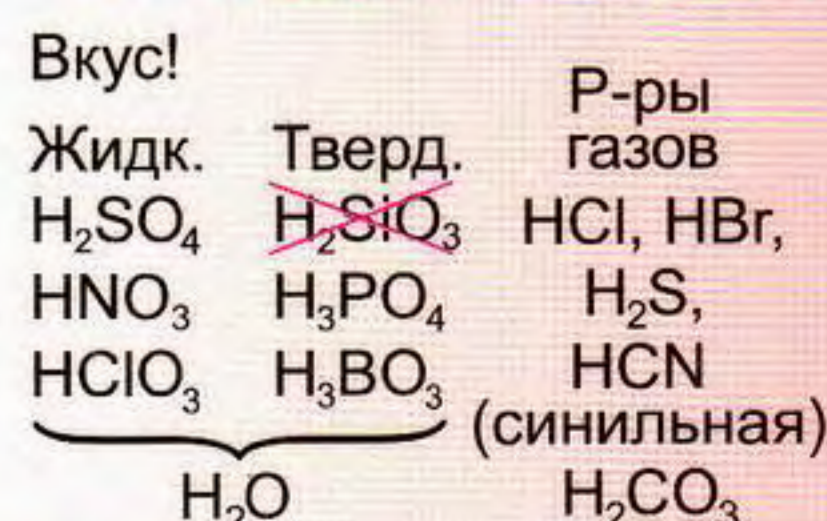
Классификация



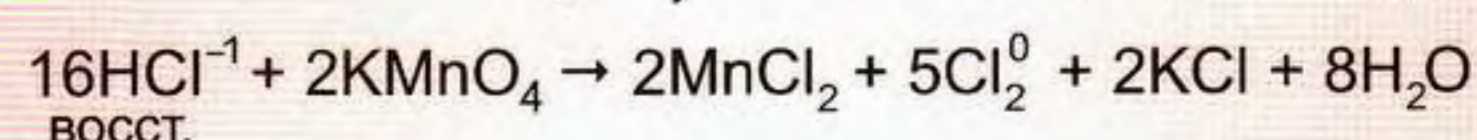
Получение



Физические свойства



Химические свойства

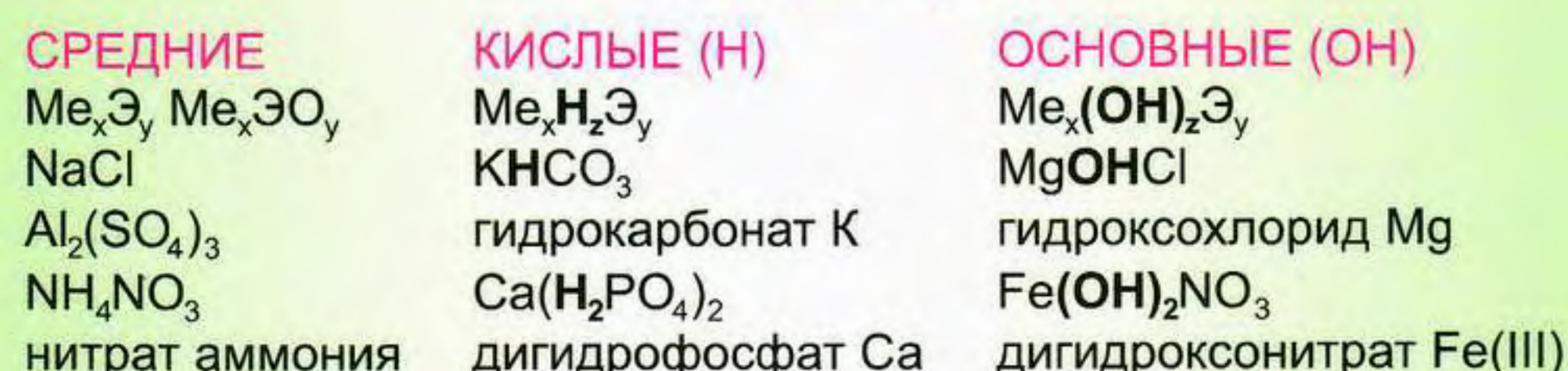


Ряд напряжений металлов

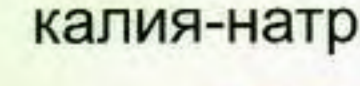
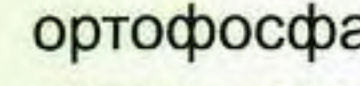
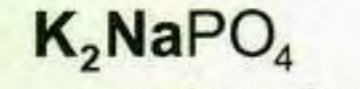
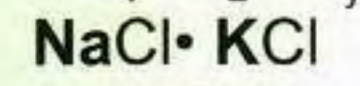
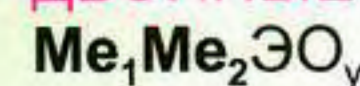


Соли

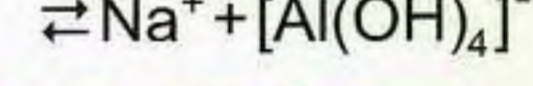
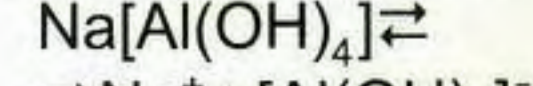
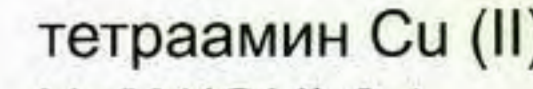
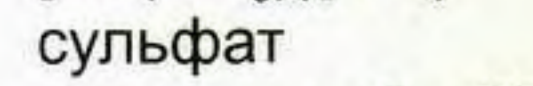
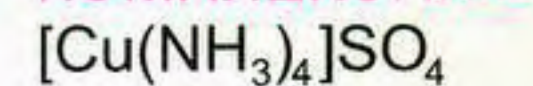
Классификация



ДВОЙНЫЕ



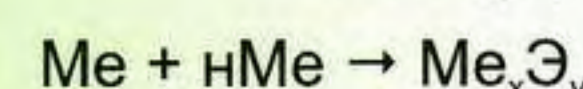
КОМПЛЕКСНЫЕ



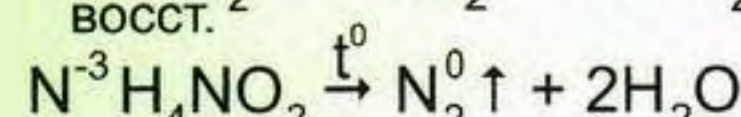
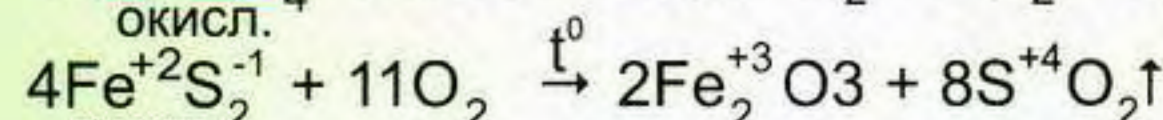
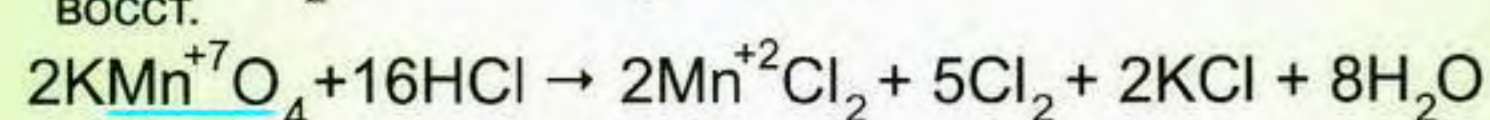
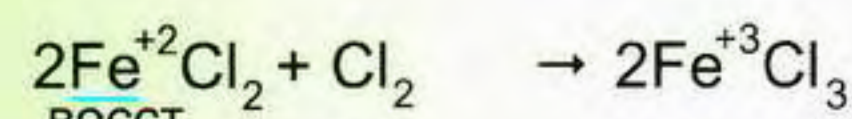
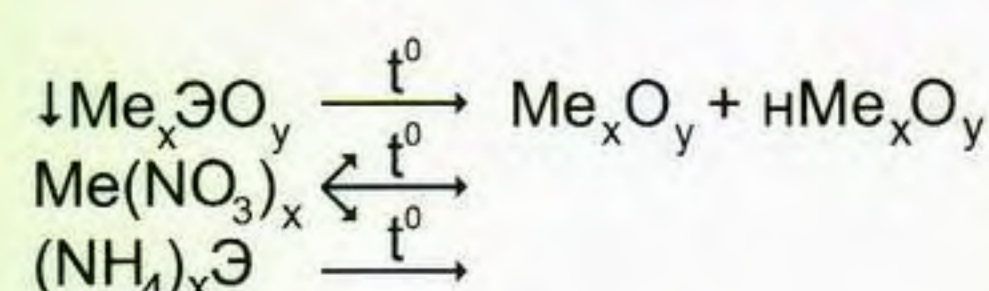
Физические свойства

Твердые + $\text{H}_2\text{O} \Rightarrow$ растворимы, малорастворимы, нерастворимы

Получение



Химические свойства



Гидролиз

Разложение соли водой с образованием слабого электролита.



Гидролиз усиливают добавлением воды, нагреванием системы

Основания Me(OH)_x

Классификация

ОДНОКислотные
NaOH, KOH, NH₄OH

МНОГОКислотные
Ca(OH)₂, Cu(OH)₂, Al(OH)₃

НЕРАСТВОРИМЫЕ
Cu(OH)₂, Fe(OH)₂, Fe(OH)₃

РАСТВОРИМЫЕ (щелочи)
LiOH, KOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂

СИЛЬНЫЕ (α→1)
щелочи

СЛАБЫЕ (α→0)
нерастворимые, NH₄OH

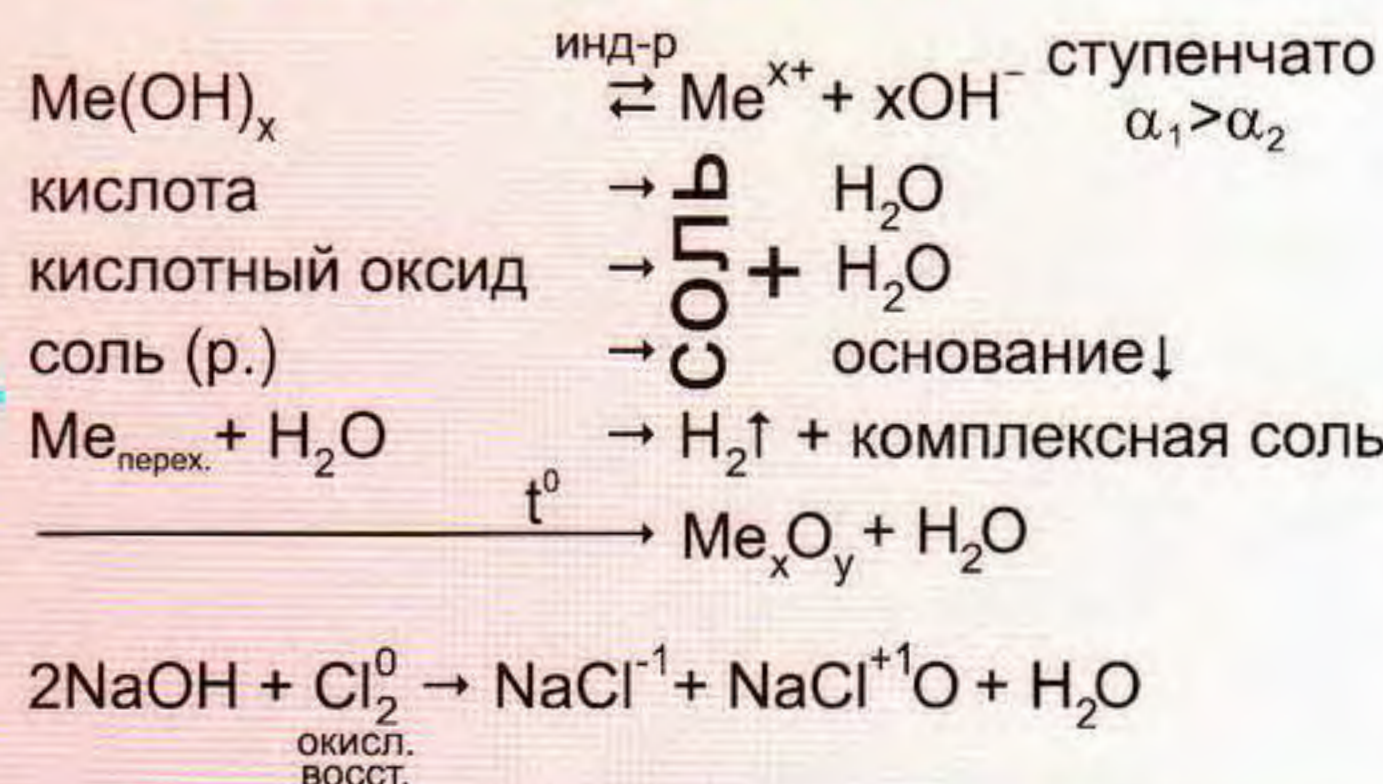
Физические свойства

Твердые основания
+ H₂O
↓
едкие растворы щелочей

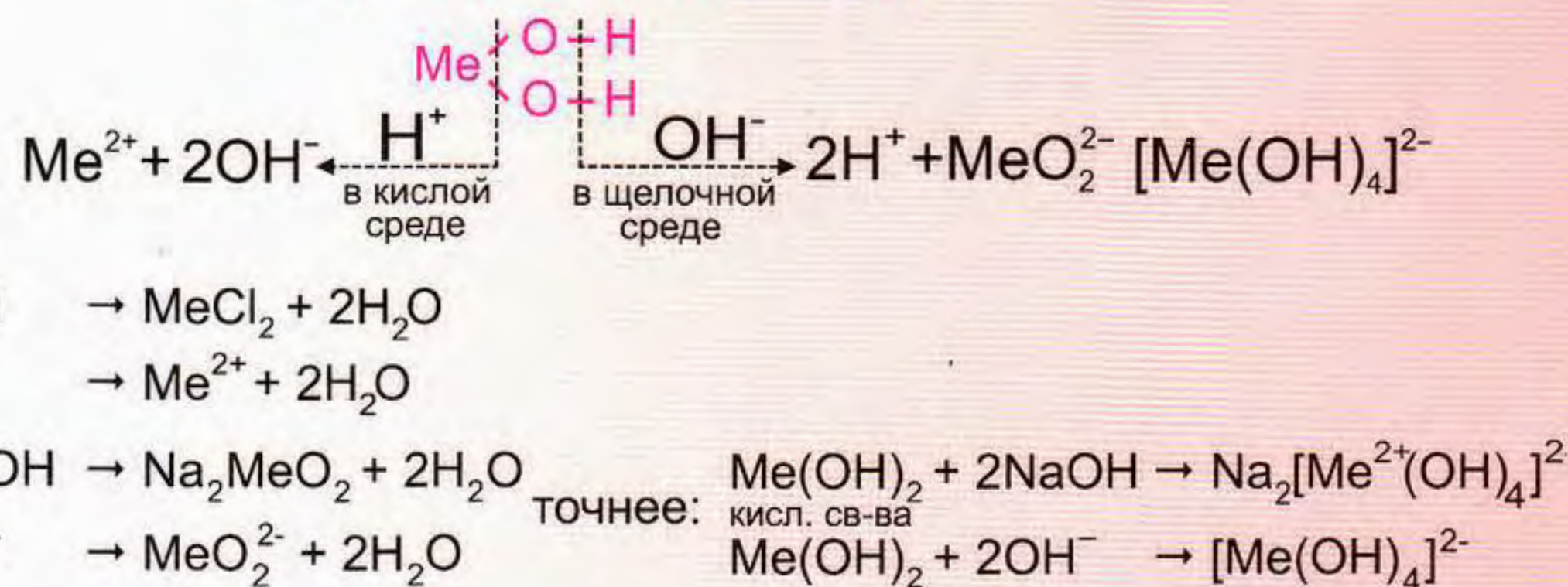
Получение

Me_{акт} + H₂O → щелочь + H₂↑
Me_xO_y + H₂O → щелочь
электролиз водных растворов солей щелочных Me
2NaCl + 2H₂O → Cl₂ + H₂ + 2NaOH
соль (р.) + щелочь → соль + основание↓

Химические свойства



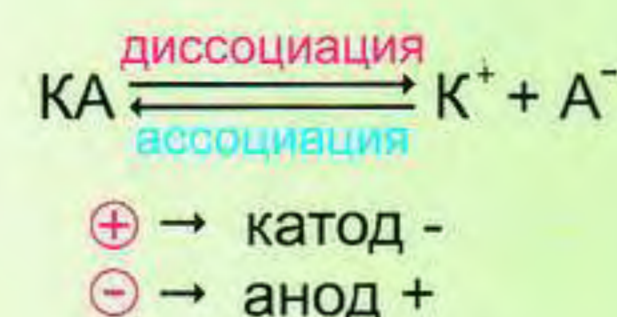
Амфотерные гидроксиды



Электролитическая диссоциация

1887 г. Сванте Аррениус
И. А. Каблуков

При растворении в воде (или расплавлении) электролиты распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы (подвергаются электролитической диссоциации).
Концентрация ионов в растворах зависит от того, насколько полно данный электролит диссоциирует на ионы.



НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ: большинство органических веществ, неметаллы, металлы
ЭЛЕКТРОЛИТЫ: кислоты, основания, соли (проводят эл. ток в растворах, расплавах)

Степень диссоциации (α) – отношение числа распавшихся на ионы молекул (n) к общему числу растворенных молекул (N): α = $\frac{n}{N}$
и выражается в долях единицы или в процентах (α<0,03 – слабые; 0,03<α<0,3 – средние; α>0,3 – сильные электролиты).

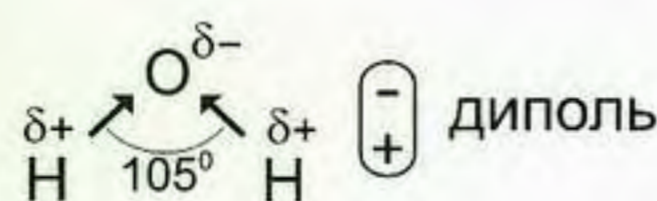
Степень диссоциации зависит от природы вещества, концентрации раствора, добавления ионов.

Константа диссоциации (K_{дис.}) – отношение произведения равновесных концентраций ионов в степени соответствующих стехиометрических коэффициентов к концентрации недиссоциированных молекул.

$$K_{\text{дис.}} = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]}; \quad 2H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-; \quad K_{\text{дис.}} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} \Rightarrow K_{H_2O} = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

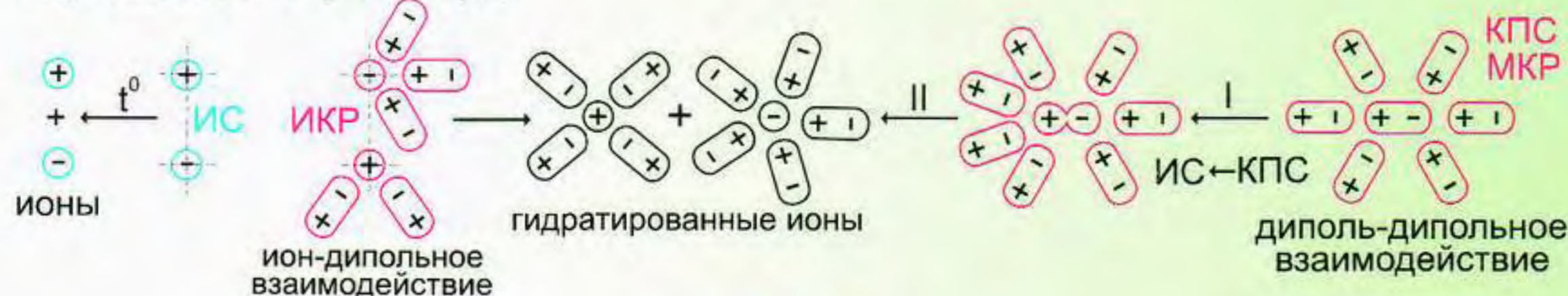
Водородный показатель

pH = -lg[H⁺]
[H⁺] = [OH⁻] нейтральная pH=7
[H⁺] > [OH⁻] кислая pH<7
[H⁺] < [OH⁻] щелочная pH>7

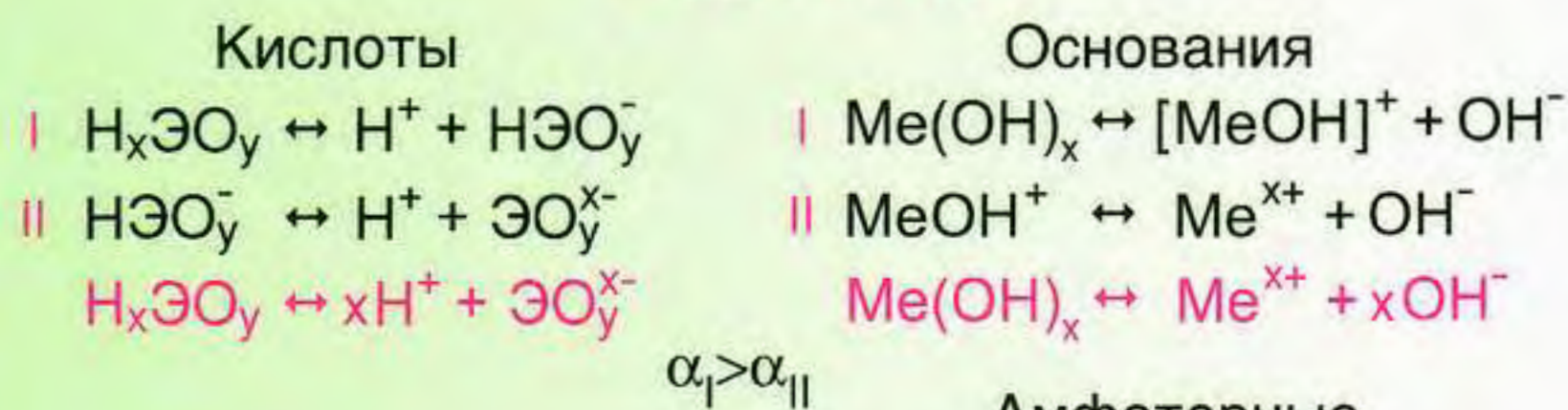


Механизм электролитической диссоциации

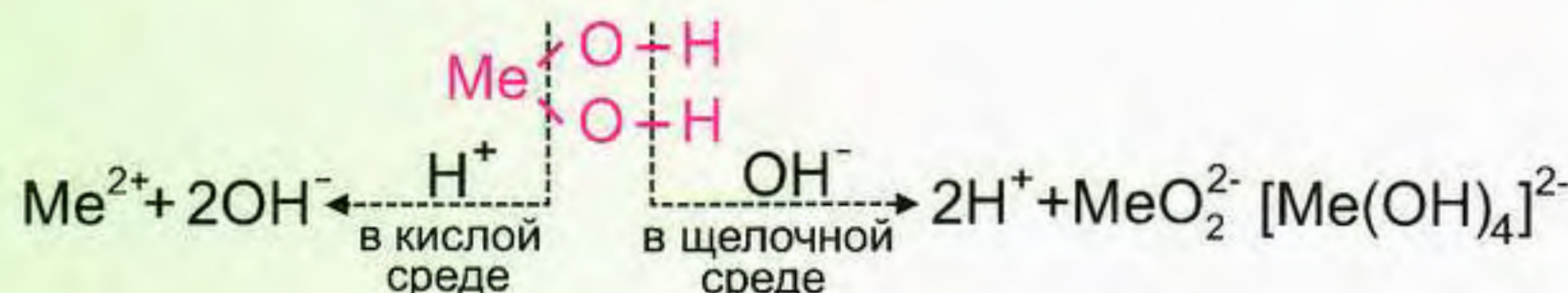
в расплаве в растворе



Гидроксиды



Амфотерные



Соли

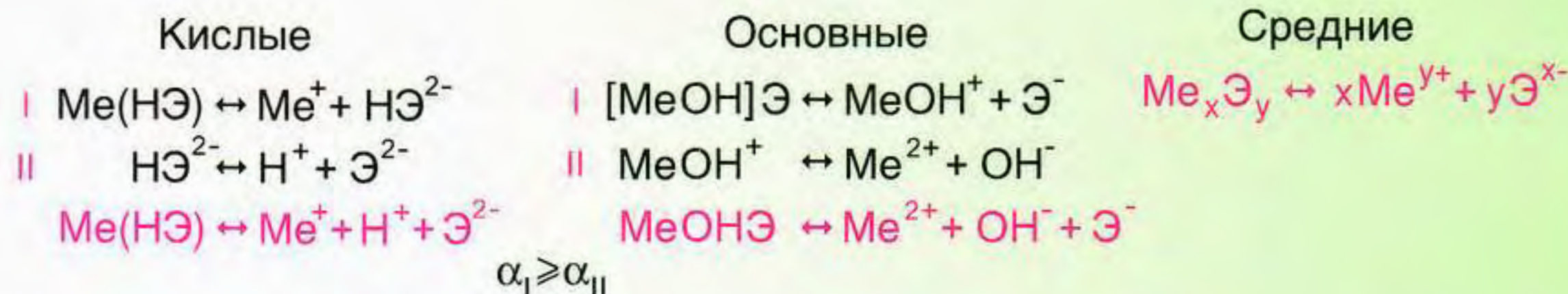


Таблица растворимости кислот, оснований и солей в воде

	H ⁺	Li ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Cu ²⁺	Cu ⁺	Hg ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺	Sr ²⁺	
OH ⁻		P	P	P	P	-	P	M	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	M
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
F ⁻	P	P	P	P	P	P	M	H	H	M	M	H	-	H	M	H	M	P	P	P	P	H	P	M
Cl ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P	P	P	P	-	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	-	H	M	M	P	P	P	P	P	-	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	-	-	H	-	H	P	P	P	P	-	-	M	P
S ₂ ⁻	P	P	P	P	P	H	-	-	-	H	H	H	-	H	H	H	H	H	-	-	H	H	P	
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	M	M	M	M	M	H	-	H	H	-	H	M	-	-	-	H	H	H	
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	P	P	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	H	M	H	H	-	-	H	H	H	H	H	-	-	H	-	H	
SiO ₃ ²⁻	H	-	-	P	P	H	H	M	H	H	H	-	-	-	-	H	H	-	-	-	H	-	H	
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	P	H	H	H	-	-	-	H	-	-	-	-	H	-	M	
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	

Обозначения:

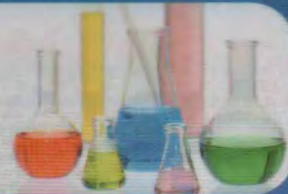
P – растворимые (> 10 г в 1000 г H₂O)
M – малорастворимые (от 10 до 0,01 г в 1000 г H₂O)
H – нерастворимые (< 0,01 г в 1000 г H₂O)
- – разлагаются водой или не существуют

Информационно-справочная
таблица
© ООО «Инфоласт», 2004
г. Москва, Каширское шоссе, 21

E-mail: mail@infoplast.ru
Http://www.infoplast.ru

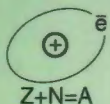
Тел.: (095) 320-94-89
Факс: (095) 320-94-88





Строение атома

1911 г., Э. Резерфорд
1913 г., Н. Бор
1932 г., Д. Иваненко



$$m(e^-) = 1$$

$$m(p^+) = 1$$

$$m(n^0) = 1$$

$$m(e^-) = 1/1840$$

Современные представления

Л. де Бройль – двойственная природа электрона:
волна и частица.

энергетические уровни
 $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$

главное квантовое число
(удаление e от ядра)
 $\Sigma e = 2n^2$

энергетические подуровни
 $l = 0, 1, \dots, n-1$

орбитальное квантовое число
(форма орбитали)

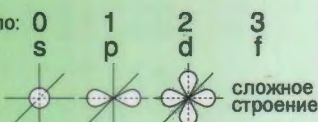
орбитали
 s, p, d, f

$$m_s = +\frac{1}{2}; -\frac{1}{2}$$

спиновое
квантовое число

Магнитное квантовое число: $m = 2l + 1$ (ориентация в пространстве)

Орбитальное
квантовое число:
Вид орбитали
на подуровне:



$n=1, l=0$, на уровне $\dots 1s \dots$ орбиталь (:)
 $n=2, l=1$, на уровне $\dots 2s+2p \dots$ (:) орбитали
 $n=3, l=2$, на уровне $\dots 3s+3p+3d$ (V) орбиталей

Принципы заполнения орбиталей электронами

1. Принцип минимума энергии:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \dots$$

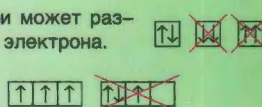
$$\dots 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$$

2. Принцип Паули:

в каждой атомной орбитали может размещаться максимально два электрона.

3. Правило Хунда:

максимальный спин атома:



Изотопы

Атомы одного элемента, имеющие одинаковое число протонов, но различное число нейтронов.

^1_1H – протий

^2_1H – дейтерий

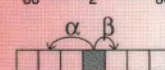
^3_1H – тритий

Ядерные реакции

Если элемент испускает α -частицу, его продуктом является элемент, расположенный на 2 клетки левее, β -частицу – на одну клетку правее.

$^1_0n = ^1_1p + ^0_{-1}e$ β -распад

$^{226}_{88}\text{Ra} = ^4_2\text{He} + ^{222}_{86}\text{Rn}$ α -распад



Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

1829 г., Доберейер – выделил триады элементов.

1864 г., Мейер – объединил элементы в соответствии с химическими свойствами.

1865 г., Ньюлендс – теория октав.

1869 г., Менделеев – в основе атомная масса.

Периодический закон: свойства простых тел, а также свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от атомных весов элементов.

Современная формулировка
периодического закона.

Свойства химических элементов, а также свойства соединений образованных этими элементами, находятся в периодической зависимости от зарядов атомов.

Периоды	Ряды	Группы элементов															
		I R ₂ O		II RO		III R ₂ O ₃		IV RH ₄ RO ₂		V RH ₃ R ₂ O ₅		VI RH ₂ RO ₃		VII RH R ₂ O ₇		VIII RO ₄	
1	I	H 1 водород 1.008															He 2 гелий 4.003
2	II	Li 3 литий 6.941	Be 4 бериллий 9.0122	B 5 бор 10.811	C 6 углерод 12.011	N 7 азот 14.007	O 8 кислород 15.999	F 9 фтор 18.998									Ne 10 неон 20.179
3	III	Na 11 натрий 22.99	Mg 12 магний 24.32	Al 13 алюминий 26.982	Si 14 кремний 28.086	P 15 фосфор 30.974	S 16 сера 32.064	Cl 17 хлор 35.453									Ar 18 аргон 39.948
4	IV	K 19 калий 39.102	Ca 20 кальций 40.08	Sc 21 скандий 44.956	Ti 22 титан 47.867	V 23 ванадий 50.941	Cr 24 хром 51.996	Mn 25 марганец 54.938	Fe 26 железо 55.848	Co 27 кобальт 58.933	Ni 28 никель 58.7						
	V	Cu 29 медь 63.546	Zn 30 цинк 65.37	Ga 31 галлий 69.72	Ge 32 германий 72.59	As 33 мышьяк 74.922	Se 34 селен 78.96	Br 35 бром 79.904	€			Kr 36 криптон 83.8					
5	VI	Rb 37 рубидий 85.468	Sr 38 стронций 87.62	Y 39 иттрий 88.906	Zr 40 цирконий 91.22	Nb 41 ниобий 92.906	Mo 42 молибден 95.94	Tc 43 технеций [99]	Ru 44 рутений 101.07	Rh 45 родий 102.906	Pd 46 палладий 106.4						
	VII	Ag 47 серебро 107.868	Cd 48 кадмий 112.41	In 49 индий 114.82	Sn 50 олово 118.69	Sb 51 сурьма 121.75	Te 52 теллур 127.6	I 53 йод 126.905				Xe 54 ксенон 131.3					
6	VIII	Cs 55 цезий 132.905	Ba 56 барий 137.34	57-71 La-Lu лантаноиды		Hf 72 гафний 178.49	Ta 73 тантал 180.948	W 74 вольфрам 183.85	Re 75 рений 186.207	Os 76 осмий 190.2	Ir 77 иридий 192.22	Pt 78 платина 195.09					
	IX	Au 79 золото 196.967	Hg 80 ртуть 200.59	Tl 81 таллий 204.37	Pb 82 свинец 207.19	Bi 83 висмут 208.98	Po 84 полоний [210]	At 85 астат [210]						Rn 86 радон [222]			
7	X	Fr 87 франций [223]	Ra 88 радий [226]	89-103 Ac-Lr актиноиды		Rf 104 резерфордий [261]	Db 105 дубний [262]	Sg 106 сигборгий [263]	Bh 107 борий [262]	Hs 108 хассий [265]	Mt 109 мейтнерий [266]	110 дармштадтий [269]	111 роентгений [271]	112 коперниций [285]	113 нихоний [286]	114 флеровий [289]	



Д. И. Менделеев
1834 – 1907 гг.

Порядковый номер
Символ
элемента

25 **Mn**
марганец
54.938

Относительная
атомная масса

Название элемента

Распределение
электронов
по слоям

а – элементы
p – элементы
d – элементы
f – элементы

Номер элемента: заряд ядра, суммарное число электронов, число протонов.

Номер периода: число энергетических уровней.

Номер группы: число валентных электронов, максимальную положительную степень окисления (CO)

В периоде:

$Me \downarrow$ – металлические свойства

уменьшаются;

заряд ядра увеличивается;

радиус атома уменьшается;

число внешних электронов увеличивается;

прочнее их связь с ядром.

В группе:

$Me \uparrow$ – металлические свойства

увеличиваются;

заряд ядра увеличивается;

радиус атома увеличивается;

число внешних электронов постоянно;

слабее их связь с ядром.



Это взаимодействие двух атомов, осуществляемое путем обмена электронами.

Образование химической связи – объединение атомов в молекулы. Химическая связь – форма выигрыша энергии

При образовании химической связи атомы стремятся приобрести устойчивую восьмизлектронную (или двухэлектронную) внешнюю оболочку, соответствующую строению атома ближайшего инертного газа (правило октета).

Различают следующие виды химической связи: ковалентная (полярная и неполярная; обменная и донорно-акцепторная), ионная, водородная и металлическая.

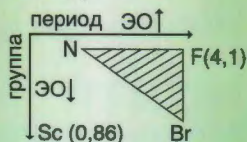
Ионная связь

Ионы – это заряженные частицы, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов.

Ионная связь – предельный случай ковалентной полярной связи.

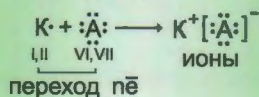
Ковалентность – число общих электронных пар.

Электроотрицательность (ЭО) – способность атома притягивать свободные электроны (шкала Л. Полинга). ЭО возрастает в периоде, уменьшается в группе.

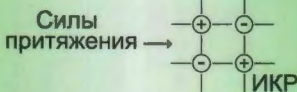
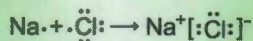


Химическая связь между ионами, осуществляемая за счет электростатического притяжения, называется ионной связью.

1916 г., идея Косселя



переход $n\bar{e}$



физические св-ва:

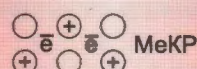
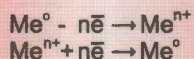
t $T_{\text{пл.}} \uparrow$ H_2O
p-p, расплав $\nlessarrow$

Если разность электроотрицательностей атомов велика, то электронная пара, осуществляющая связь, переходит к одному из атомов, и оба атома превращаются в ионы.

Металлическая связь

Валентные электроны металлов достаточно слабо связаны со своими ядрами и могут легко отрываться от них. Поэтому металл содержит ряд положительных ионов, расположенных в определенных положениях кристаллической решетки, и большое количество электронов, свободно перемещающихся по всему кристаллу.

Электроны в металле осуществляют связь между всеми атомами металла.



Физические свойства

t (Hg - ж)
 $\nlessarrow$ тепло
блеск, ковкость

Ковалентная связь

Осуществляется за счет электронной пары, принадлежащей обоим атомам.

Если электронная плотность расположена симметрично между атомами, ковалентная связь называется **неполярной**.

Если электронная плотность смещена в сторону одного из атомов, то ковалентная связь называется **полярной**.

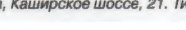
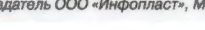
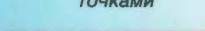
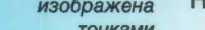
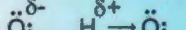
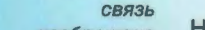
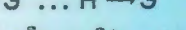
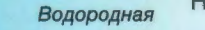
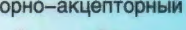
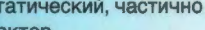
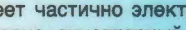
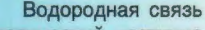
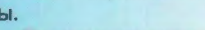
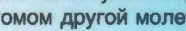
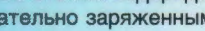
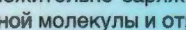
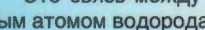
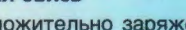
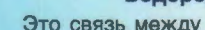
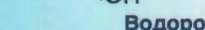
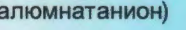
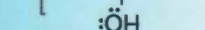
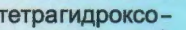
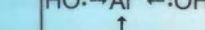
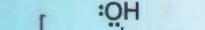
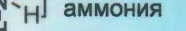
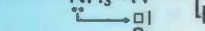
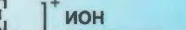
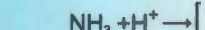
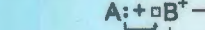
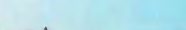
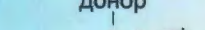
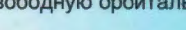
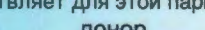
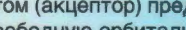
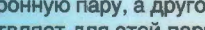
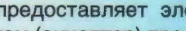
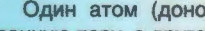
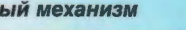
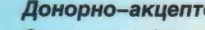
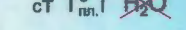
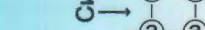
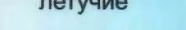
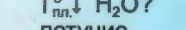
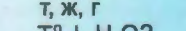
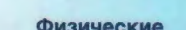
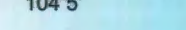
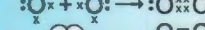
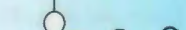
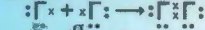
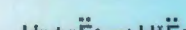
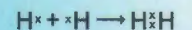
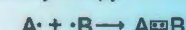
Неполярная:



Различают обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.

Обменный механизм

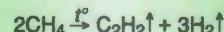
Каждый атом дает по одному неспаренному электрону в общую электронную пару:



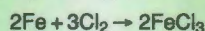
Классификация химических реакций

Реакции ионного обмена

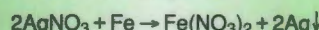
Реакции разложения – реакции, в результате которых из одного вещества образуются два или несколько других веществ.



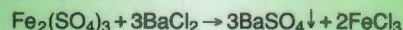
Реакции соединения – реакции, в результате которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество.



Реакции замещения – реакции, протекающие между простыми и сложными веществами; при которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе.

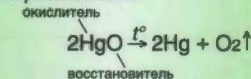


Реакции обмена – реакции, протекающие между двумя сложными веществами, при которых их составные части обмениваются местами.

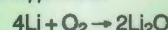


Окислительно-восстановительные реакции

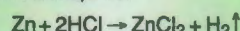
Реакции разложения



Реакции соединения



Реакции замещения





Органическая химия

Органическая химия – химия соединений углерода.

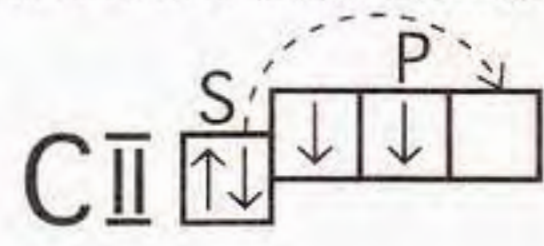
Гибридизация – изменение формы и энергии различных атомных орбиталей (АО) одного атома, приводящее к образованию одинаковых (гибридных) АО.

Принципы гибридизации:

1. АО должны находиться на разных уровнях.
2. Число негибридных АО равно числу гибридных АО.
3. В результате гибридизации образуются АО неправильной формы (∞).
4. Гибридные АО стремятся максимально разойтись в пространстве.
5. В результате перекрывания гибридных АО химическая связь более прочная, чем при перекрывании негибридных АО.

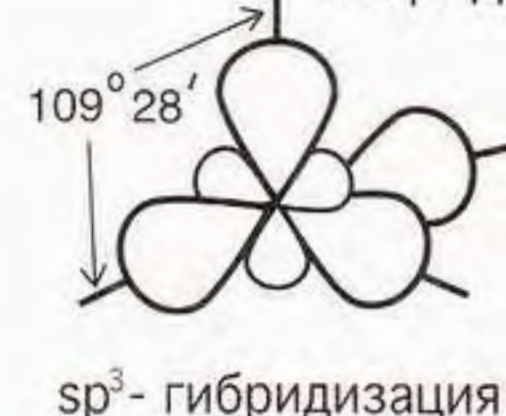
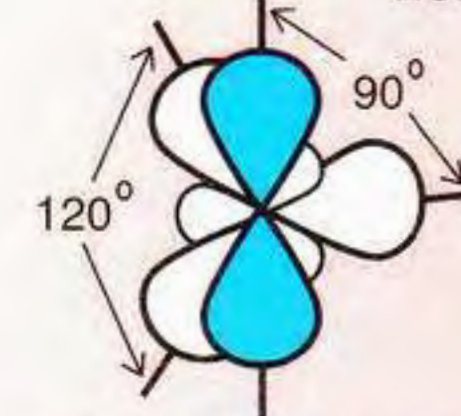
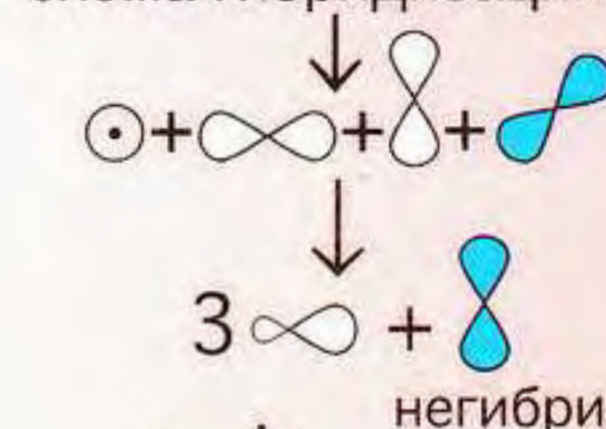
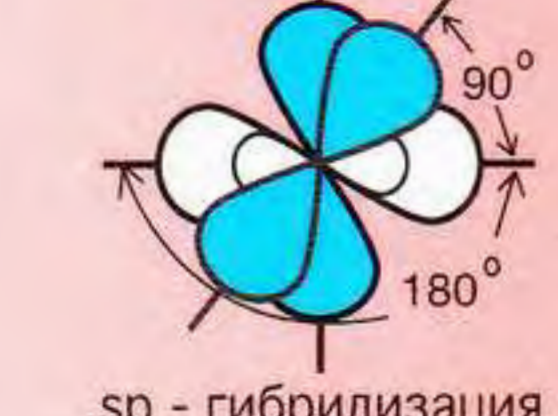
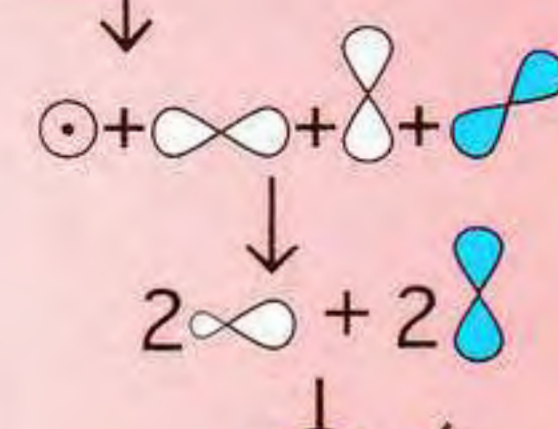
основное состояние

возбужденное состояние



Электронная структура атома углерода

схема гибридизации

 sp^3 -гибридизация sp^2 -гибридизация sp -гибридизация

Химические связи в органических веществах

Преобладает ковалентная связь.

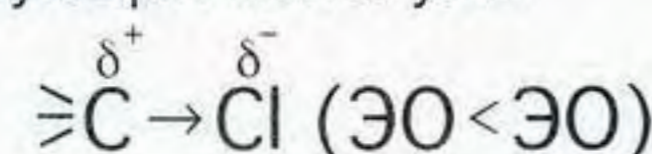


Некоторые характеристики ковалентной связи

Энергия связи – работа, затрачиваемая на ее разрушение [кДж/моль].

Длина связи – расстояние между соседними ядрами [нм].

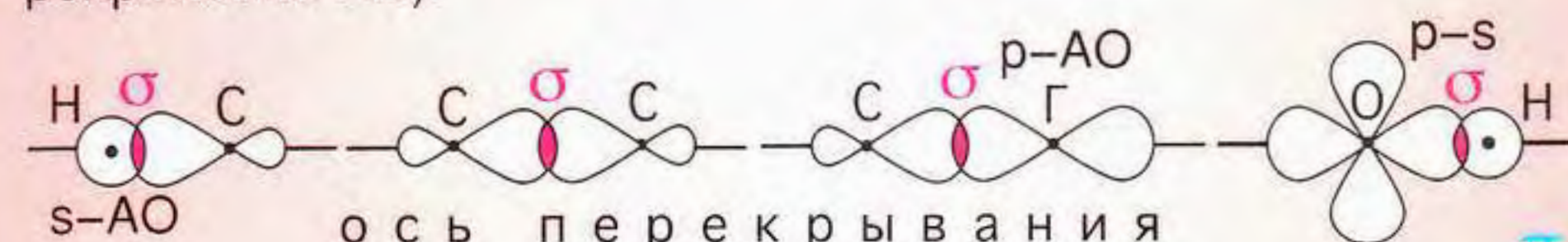
Полярность – характеризует распределение электронной плотности в реагирующей молекуле.



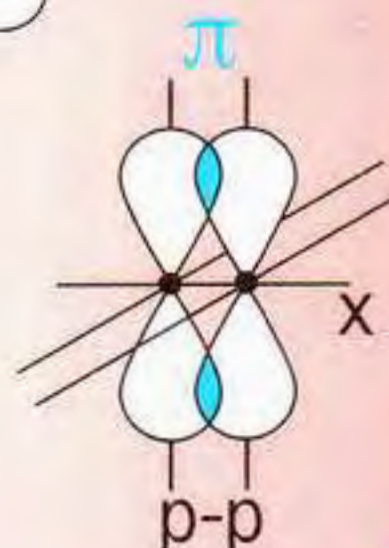
Поляризуемость – способность к поляризации (характерна для $> \text{C}=\text{C} <$ и $-\text{C}\equiv\text{C}-$). Показывает перераспределение электронной плотности в реагирующей молекуле.

Виды и способы образования ковалентной связи

1. **Сигма (σ) связь** – химическая связь, образующаяся при перекрывании АО вдоль оси, соединяющей ядра атомов (осевое перекрывание АО).



2. **Пи (π) связь** – химическая связь, образующаяся при перекрывании АО по обе стороны оси, соединяющей ядра атомов (боковое перекрывание АО).



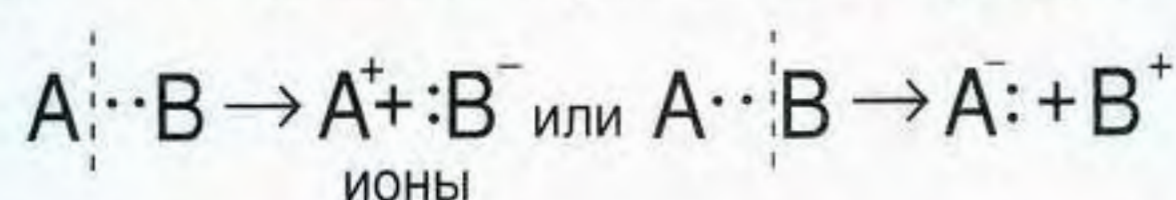
Способы разрыва ковалентной связи

1. **Гомолитический** (симметричный) – разрыв связи, при котором каждый атом получает по одному электрону из общей пары.

В результате гомолитического разрыва образуются сходные по электронному строению частицы, каждая из которых имеет неспаренный электрон. Такие частицы называются *свободными радикалами*.

Гомолитический разрыв более характерен для неполярных и слабополярных связей.

2. **Гетеролитический** (ассимметричный) – разрыв связи, при котором общая электронная пара остается у одного атома.



В результате гетеролитического разрыва образуются разноименно заряженные ионы – *катион* и *анион*.

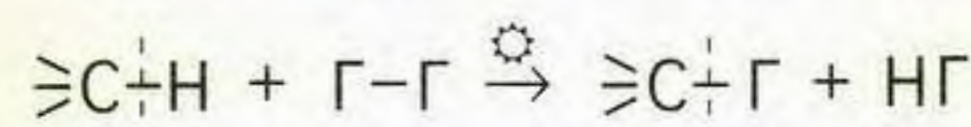
Если заряд иона сосредоточен на атоме углерода, то катион называют *карбокатионом*, а анион – *карбанионом*.

Гетеролитический разрыв характерен для полярных связей.

Типы химических реакций

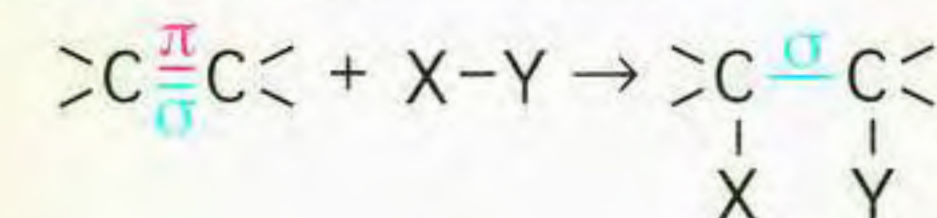
1. Замещение

Водород или функциональная группа замещается на неводородный атом или другую функциональную группу.



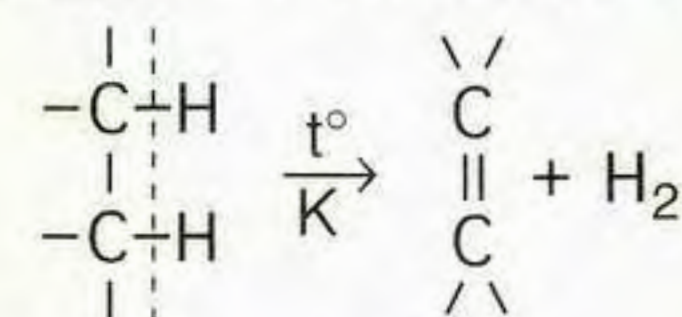
2. Присоединение

Происходит разрыв кратных связей.



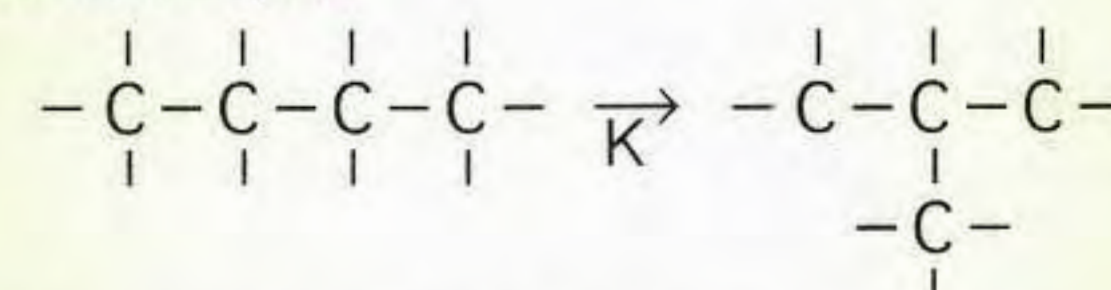
3. Отщепление (элиминирование)

Образуются непредельные углеводороды.



4. Перегруппировка (изомеризация)

Образуются изомеры.



5. **Реакции окисления и восстановления** протекают с изменением степени окисления углеродного атома. Существуют реакции полного окисления (сгорания) и частичного окисления.

Все эти реакции протекают по двум механизмам, различающимся способом разрыва связей.

При *свободнорадикальном* механизме под действием излучения или температуры происходит гомолитический разрыв связей.

При *ионном* механизме происходит гетеролитический разрыв связей.

1. Атомы в молекулах соединены друг с другом в определенной последовательности согласно их валентностям. Последовательность межатомных связей в молекуле называется ее химическим строением и отражается одной структурной формулой (формулой строения).
2. Химическое строение можно устанавливать химическими методами. (В настоящее время используются также современные физические методы.)
3. Свойства веществ зависят от их химического строения.
4. По свойствам данного вещества можно определить строение его молекулы, а по строению молекулы – предвидеть свойства.
5. Атомы и группы атомов в молекуле оказывают взаимное влияние друг на друга.

Теория Бутлерова явилась научным фундаментом органической химии и способствовала быстрому ее развитию. Опираясь на положения теории, А. М. Бутлеров дал объяснение явлению **изомерии**, предсказал существование различных изомеров и впервые получил некоторые из них.

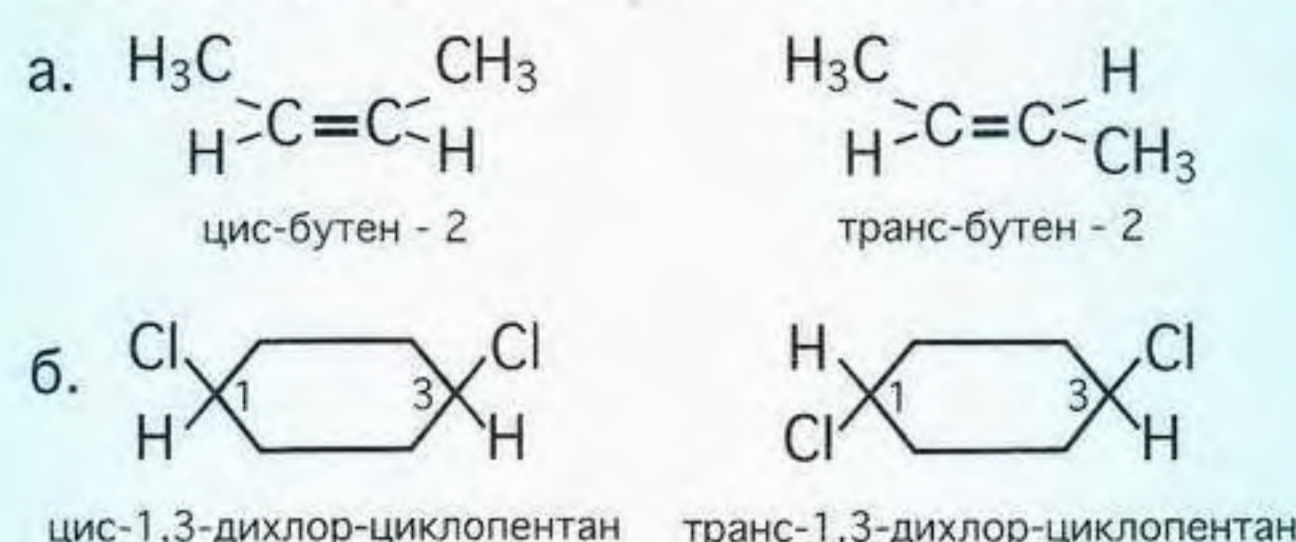
Виды изомерии

Изомеры – вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный состав, но разное химическое строение.

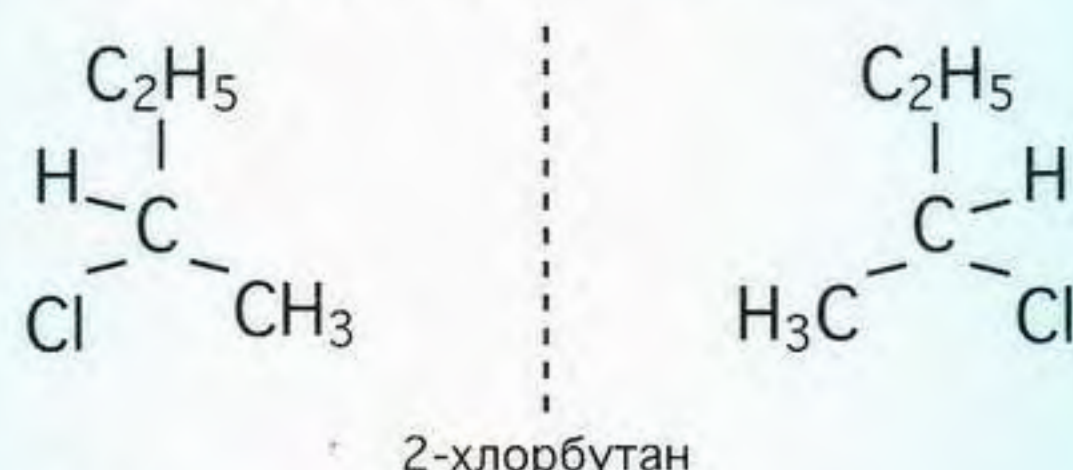
Виды изомерии: **структурная** и **пространственная**.

Пространственная изомерия

1. Геометрическая (цис-, транс-) изомерия



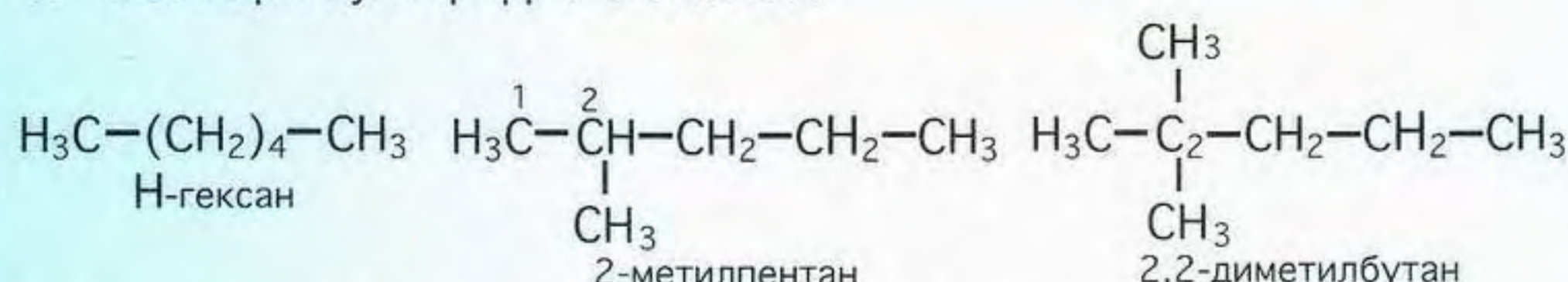
2. Оптическая (зеркальная) изомерия



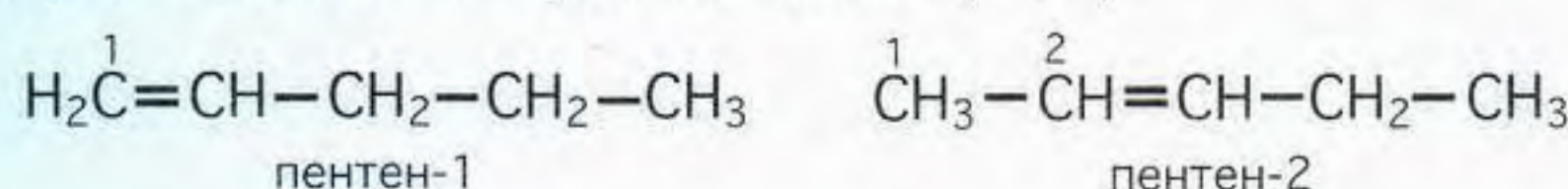
3. Более сложные виды

Структурная изомерия

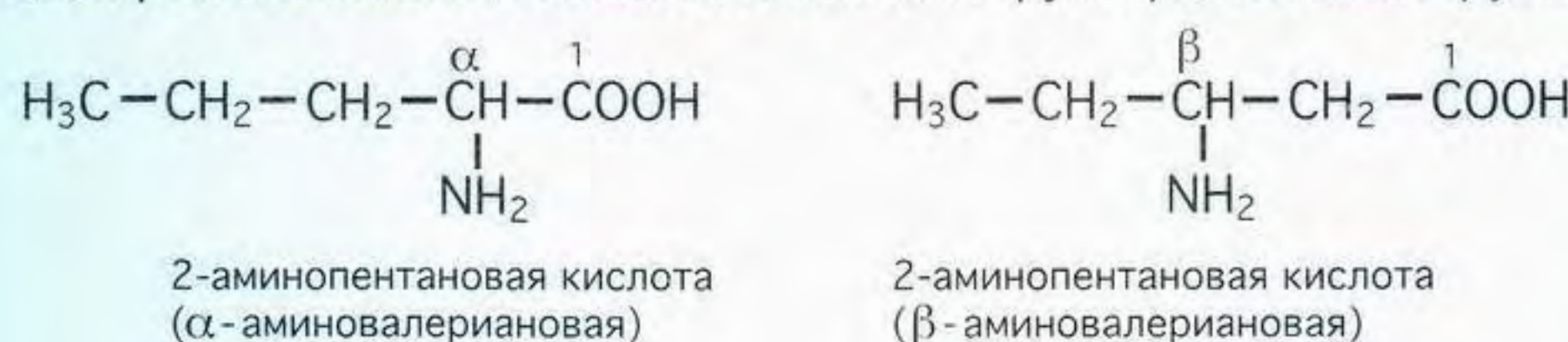
1. Изомерия углеродного скелета



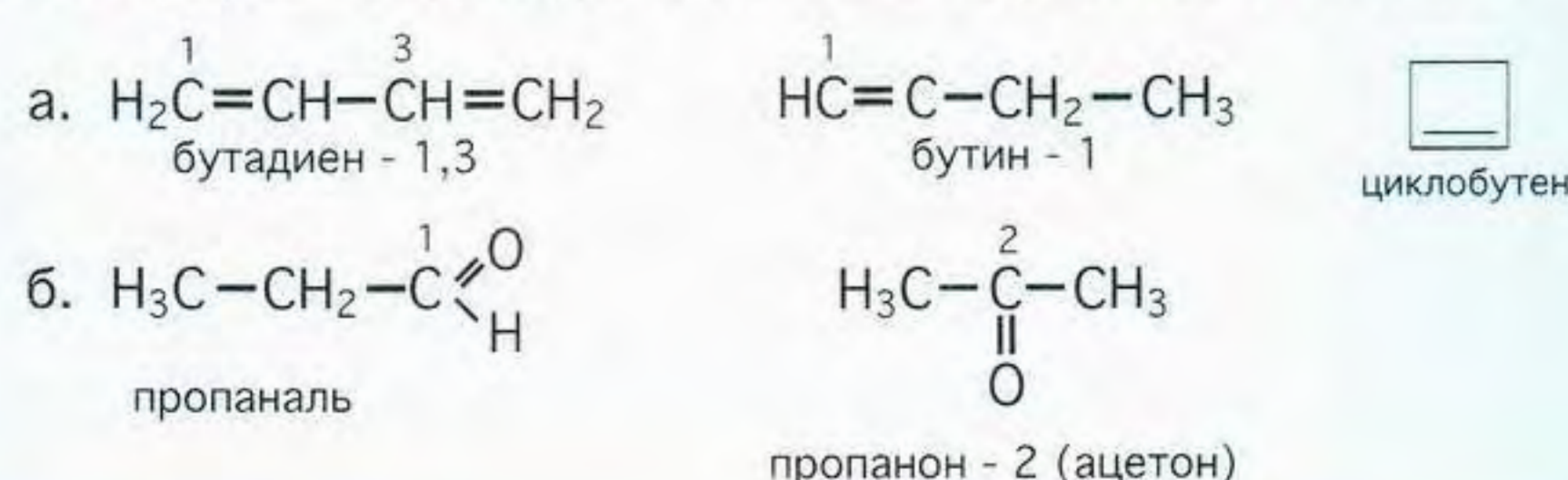
2. Изомерия положения кратной связи (= ; ≡)



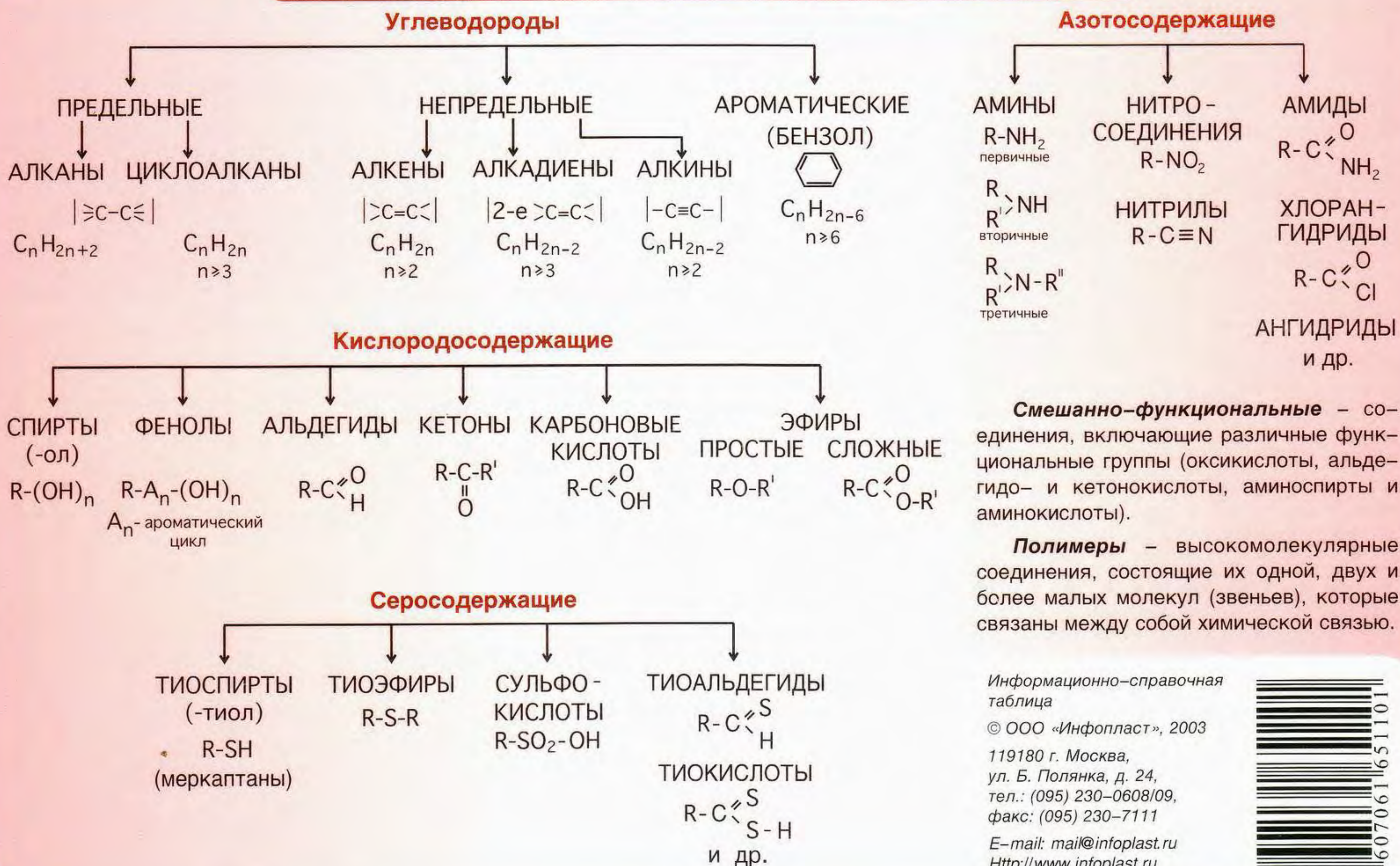
3. Изомерия положения заместителей или функциональных групп (-ОН, -NH₂, >C=O, ...)



4. Межклассовая изомерия (циклоалканы и алкены, алкадиены и алкины, одноатомные спирты и простые эфиры, альдегиды и кетоны, карбоновые кислоты и сложные эфиры и т. д.)



Основные классы органических веществ. Номенклатура



Смешанно-функциональные – соединения, включающие различные функциональные группы (оксикислоты, альдегидо- и кетонокислоты, аминокислоты, аминоспирты и аминокислоты).

Полимеры – высокомолекулярные соединения, состоящие их одной, двух и более малых молекул (звеньев), которые связаны между собой химической связью.

Информационно-справочная таблица
 © ООО «Инфопласт», 2003
 119180 г. Москва,
 ул. Б. Полянка, д. 24,
 тел.: (095) 230-0608/09,
 факс: (095) 230-7111
 E-mail: mail@infoplast.ru
 Http://www.infoplast.ru





Основные понятия стехиометрии

Стехиометрия - это раздел химии, в котором исследуется количественный состав химических соединений, а также изучаются соотношения между количествами реагентов вступающих в химическую реакцию, и количествами продуктов, образующихся в результате реакции.

Установление количественных соотношений в стехиометрии производится на основе понятия моль. В международной системе единиц (СИ) моль является единицей измерения количества вещества и относится к числу семи основных единиц этой системы (другие основные единицы СИ: метр-м, килограмм-кг, секунда-с, ампер-А, кельвин-К и кандела-кд). Количество вещества - это физическая величина. Она обозначается символом n , а ее основной единицей измерения является моль.

Основные понятия стехиометрии.

Моль - это количество вещества в системе, которая содержит столько же элементарных химических частиц, сколько атомов углерода содержится в 0,012 кг изотопа углерод-12. Элементарные химические частицы должны быть указаны конкретно и могут представлять собой атомы, молекулы, ионы, электроны либо другие частицы.

Коэффициент пропорциональности имеет одинаковое значение для любых веществ; эта постоянная величина, обозначаемая как N_A , называется постоянной Авогадро и равна $(6,022045 \pm 0,000031) \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$

Приведем несколько примеров (приближенно полагая постоянную Авогадро равной $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$):

один моль атомов водорода

$$= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомов водорода.}$$

один молекул кислорода O_2

$$= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул кислорода } O_2$$

один моль хлорид-ионов Cl^-

$$= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ хлорид-ионов } Cl^-$$

один моль электронов e^-

$$= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ электронов } e^-$$

Следует обратить внимание, что в каждом из приведенных выше примеров были конкретно указаны элементарные химические единицы, из которых состоит рассматриваемое количество данного

вещества. Такая конкретизация является неременным условием однозначности каждого подобного утверждения. Например, выражение "один моль водорода" не является однозначным поскольку из него не ясно, имеется ли в виду один моль атомов водорода H либо один моль молекул водорода H_2 .

Молярная масса - это масса, приходящаяся на единицу количества вещества, т.е. на один моль данного вещества. Ее принято выражать числом граммов вещества в одном его моле.

Молярная масса атомов какого-либо элемента связана с относительной атомной массой данного элемента соотношением

$$M = A_r \text{ г/моль}$$

Где M - молярная масса атомов данного элемента, а A_r - относительная атомная масса этого элемента. Это выражение можно использовать также для определения молярной массы простых (одноатомных) ионов по относительной атомной массе соответствующего элемента. Например, из того, что $A_r(O) = 16,0$ и $A_r(Ca) = 40,1$, следует:

для атомов кислорода $M(O) = 16,0 \text{ г/моль}$ и для ионов кислорода O^{2-}

$$M(O^{2-}) = 16,0 \text{ г/моль}$$

для атомов кальция Ca

$$M(Ca) = 40,1 \text{ г/моль}$$

и для ионов кальция Ca^{2+}

$$M(Ca^{2+}) = 40,1 \text{ г/моль}$$

Молярная масса молекулярного вещества имеет такое же численное значение, как его относительная молекулярная масса. Следовательно

$$M = M_r \text{ г/моль}$$

Где M_r - относительная молекулярная масса.

Пример

Какова молярная масса карбонат-ионов CO_3^{2-} ?

Решение

$$M_r(CO_3^{2-}) = A_r(C) + 3 A_r(O) =$$

$$12,0 + (3 \cdot 16,0) = 60,0$$

Следовательно, $M(CO_3^{2-}) = 60,0 \text{ г/моль}$

Число частиц вещества можно вычислить, если известно количество данного вещества n в молях либо масса данного вещества m в граммах. Для этого используют следующее выражение:

$$N = n \cdot N_A = (m/M) \cdot N_A$$

Где N - число частиц, а N_A - постоянная

Авогадро.

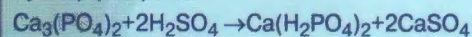
Пример

Вычислим число молекул воды H_2O в 100 г воды

Решение

$$N(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} \cdot N_A = \frac{100 \text{ г}}{18,0 \text{ г/моль}} \cdot (6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}) = 33,4 \cdot 10^{23}$$

Стехиометрические коэффициенты - коэффициенты, стоящие перед формулами веществ в уравнениях реакции. Они представляют соотношения количеств исходных веществ (в моль) и продуктов реакции. Например, стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции получения простого суперфосфата



Свидетельствуют, что для получения 1 моль дигидрофосфата кальция $Ca(H_2PO_4)_2$ надо взять 1 моль фосфата кальция $Ca_3(PO_4)_2$ и 2 моль серной кислоты H_2SO_4 .

Стехиометрические индексы - это числа, стоящие в химических формулах справа внизу при символах химических элементов. Стехиометрические индексы характеризуют количественное содержание химических элементов в соединениях. Например, индексы в формуле гидразина N_2H_4 показывают, что в молекуле гидразина на 2 атома азота приходится 4 атома водорода, а в 1 моль молекул гидразина на 2 моль атомов азота приходится 4 моль атомов водорода.

Законы стехиометрии.

Закон сохранения массы.

Этот закон открыт и экспериментально обоснован М.В.Ломоносовым (1748), а затем французским химиком А.Лавуазье (1789).

Этот закон гласит: *Масса веществ до химической реакции равна массе веществ после реакции.*

После открытия А.Энштейном в 1905 г. взаимосвязи между массой и энергией, которая выражается уравнением $E=mc^2$ где E - энергия; m - масса; c - скорость света в вакууме, был сформулирован более общий закон сохранения массы и энергии.

Отношение масс кислорода и азота в оксидах азота.

Оксид азота	Масса кислорода, приходящаяся на 1 г азота	Отношение масс кислорода, приходящихся на 1 г азота, к 0,5714 (той же величине для N ₂ O)
N ₂ O	(1·16): (2·14) = 0,5714	1
NO	(1·16): (1·14) = 1,1428	2
N ₂ O ₃	(3·16): (2·14) = 1,7143	3
N ₂ O ₄	(4·16): (2·14) = 2,2857	4
N ₂ O ₅	(5·16): (2·14) = 2,8571	5

Закон формулируется следующим образом: Сумма массы вещества системы и массы, которая эквивалентна энергии, полученной или отданной той же системой, постоянна.

Закон кратных отношений.

Этот закон был установлен Дж. Дальтоном в 1803 г. Если два элемента образуют между собой более одного соединения, то массы одного элемента, приходящиеся на одну и ту же массу другого элемента относятся между собой как небольшие целые числа. Действие этого закона можно проиллюстрировать на примере оксидов азота.

Закон постоянства состава.

Этот закон сформулировал в 1808 г. Ж. Пруст.

Каждое химическое соединение независимо от способа его получения состоит из одних и тех же элементов, причем отношения их масс постоянны, а относительные количества их атомов выражаются целыми числами.

Важное примечание.

Законы Дальтона и Пруста справедливы только для жидких и газообразных соединений с газообразной структурой (например, SO₂, SO₃, NH₃, C₆H₆). Такие соединения в память Дж. Дальтона названы дальтонидами. Наряду с дальтонидами существуют нестехиометрические соединения-бертолиды. Бертолиды-кристаллические фазы переменного состава, в которых отношения количеств разнородных атомов не могут быть точно выражены малыми целыми числами. Стехиометрические индексы в формулах бертоллидов могут быть нецелочисленными. Бертоллиды часто встречаются среди бинарных соединений

(гидридов, оксидов, сульфидов т.п.) переходных металлов.

Закон эквивалентов.

Массы реагирующих веществ относятся между собой как молярные массы их эквивалентов.

Эквивалент - это реальная или условная единица вещества, которая в данной кислотно основной реакции эквивалентна одному катиону водорода или в данной окислительно-восстановительной реакции одному электрону.

Фактор эквивалентности - число, обозначающее, какая доля реальной частицы вещества эквивалентна одному катиону водорода в данной кислотно-основной реакции или одному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции. Это безразмерная величина, обозначаемая $f_{\text{экв}}$.

Пример:

В кислотно-основной реакции между сероводородом и гидроксидом натрия, взятом в избытке, $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ участвуют оба катиона водорода каждой молекулы сероводорода. В этом случае одному катиону H⁺ эквивалентна условная частица-1/2 молекулы H₂S, а $f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{S}) = 1/2$.

Если же сероводород и гидроксид натрия взяты в таких соотношениях, что в результате реакции образуется гидро-сульфат натрия $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} = \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$ то в каждой молекуле сероводорода замещается только один катион водорода. В этом случае одному иону H⁺ эквивалентна реальная частица-молекула H₂S и $f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{S}) = 1$.

Количество эквивалента измеряется в молях, как и любое количество вещества. Масса 1 моль эквивалента, т.е. молярная масса эквивалента, равна произведению

фактора эквивалентности на молярную массу вещества.

Например, молярная масса эквивалента сероводорода в кислотно-основной реакции с избытком гидроксида натрия $M(1/2 \text{H}_2\text{S}) = a f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{S}) \cdot M(\text{H}_2\text{S})$
 $M(1/2 \text{H}_2\text{S}) = 1/2 \cdot 34,06 = 17,03 \text{ г/моль}$

Закон Авогадро.

Этот закон был открыт в 1811 г. А. Авогадро.

В равных объемах различных газов при одинаковых температурах и давлении содержится одинаковое число молекул. Из закона Авогадро следует, что:

*1) при нормальном давлении (101,3 кПа=1 атм) и температуре 0°C 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л;

*2) плотности двух газов при одних и тех же давлении и температуре прямо пропорциональны их молярным массам.

Закон простых объемных отношений.

Этот закон был открыт в 1808 г. Ж. Л. Гей-Люссаком.

При постоянном давлении и температуре объемы реагирующих между собой газов, а также объемы газообразных продуктов реакции относятся как небольшие целые числа.



4 607061 652306

Информационно-справочная таблица

ООО "Инфопласт", 2006
 г. Москва, Каширское шоссе, 21
 e-mail: mail@infoplast.ru,
 http://www.infoplast.ru
 тел., (495) 320-94-89/88