

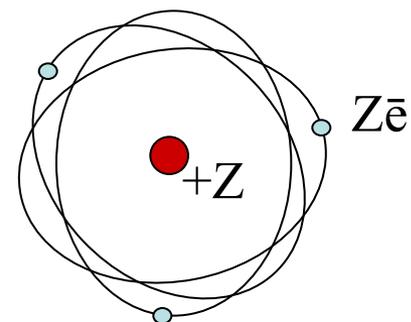
Химия – наука, изучающая строение, свойства и превращения веществ

Химический элемент – атомы Z -const

H, O, N, S, Na, Cu, ...

Вещества – состоят из атомов или молекул

Молекула – количество атомов $n \geq 2$



Простые вещества - A_x He, H₂, O₂, Ca, Mg, ...

Сложные вещества - $A_x B_y \dots$

**Химическая
формула**

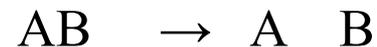
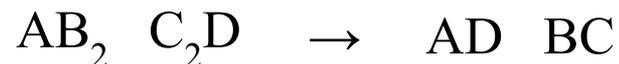


брутто-формула: HNO₃, H₂O, MgH₂O₂, Al₂S₃O₁₂...

рациональная: HNO₃, H₂O, Mg(OH)₂, Al₂(SO₄)₃...

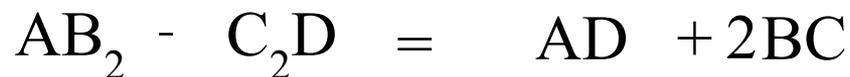
Превращения веществ:

- молекулы обмениваются атомами
- молекулы распадаются
- объединяются



Превращения веществ - **химическая
реакция**

Уравнение химической реакции



Исходные вещества

Продукты

Закон сохранения вещества – стехиометрические коэффициенты

Закон сохранения заряда – ионные уравнения

Степень окисления - формальная величина рассчитываемая из предположения,

что все полярные связи в молекулах являются чисто ионными

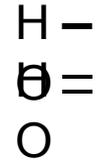
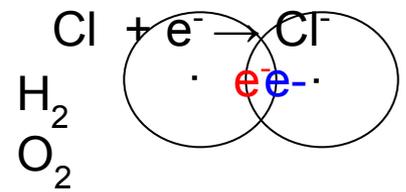
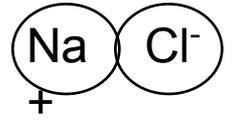
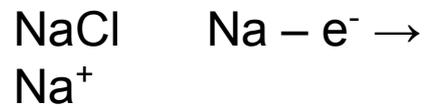
Типы хим. связи: **ионная**,

ковалентная неполярная,

ковалентная полярная,

металлическая,

водородная

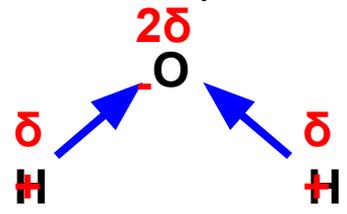
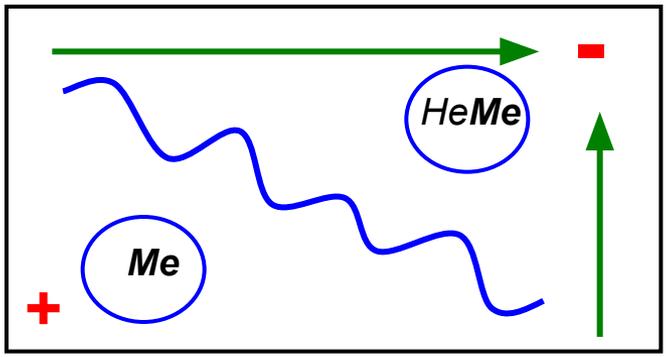


Электроотрицательность (X) – свойство атома в молекуле притягивать

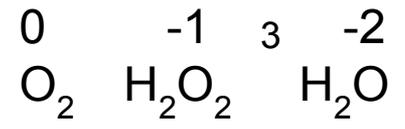
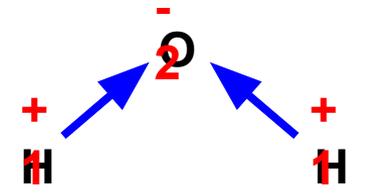
к

Себе общую электронную пару, за счет которой образуется химическая связь

F, O, Cl, N, ...



Т.к. $X_{\text{O}} > X_{\text{H}}$

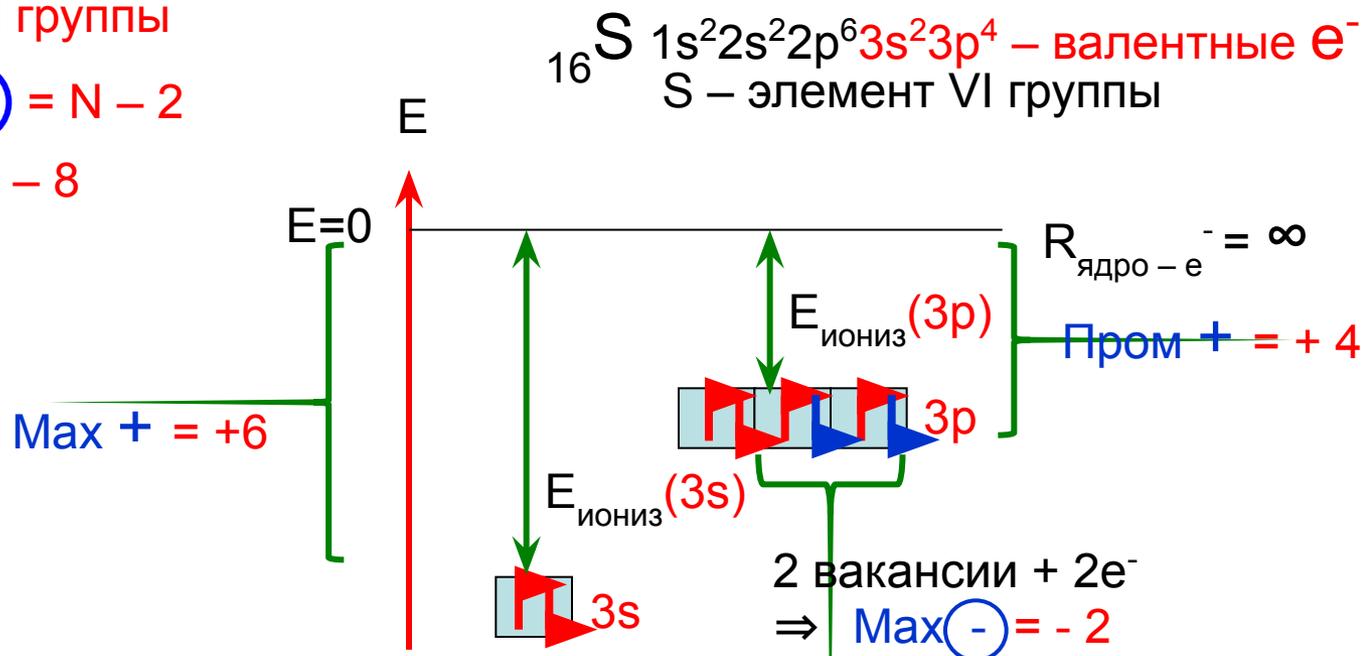


Определение степеней окисления атомов, образующих молекулу:

1. СТОк простых в-в = 0
2. Me только +
3. $\sum \text{СТОк}_{\text{mol}} = 0$
4. $\sum \text{СТОк}_{\text{иона}} = Z_{\text{иона}}$
5. Кислород обычно - 2
6. Водород обычно + 1

Для наиболее устойчивых степеней окисления элементов главных подгрупп:

7. Max (+) = N группы
8. Промеж (+) = N - 2
9. Max (-) = N - 8



Исключения и некоторые важные СтОк

B, Al	+3
N	-3 ÷ +5
Hal (Cl ₂ , Br ₂ , I ₂)	-1, +1, +3, +5, +7
Cr	(+2), +3, +6
Mn	+2, +4, +6, +7
Fe, Co, Ni	+2, +3
Zn	+2

Определение степеней окисления атомов, образующих молекулу:

Алгебраическая сумма степеней окисления $\Sigma X_i = 0$

Атом водорода в сложных веществах - H^+

Атом кислорода в сложных веществах - O^{-2} (H₂O₂ ...)

Примеры: H_2CrO_4 ⁺⁶ $(+1) \cdot 2 + X + (-2) \cdot 4 = 0$

$Cr(OH)_3$ ⁺³ $X + (+1) \cdot 3 + (-2) \cdot 3 = 0$ ион OH^-

$Na_2Cr_2O_7$ ⁺⁶ $(+1) \cdot 2 + 2 \cdot X + (-2) \cdot 7 = 0$

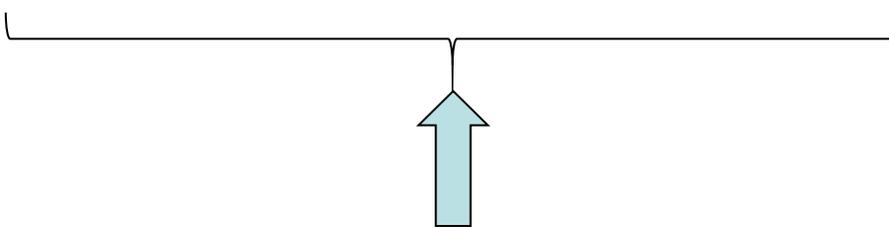
Частицы участвующие в химической реакции

Атомы - A

Молекулы - $A_x B_y \dots$

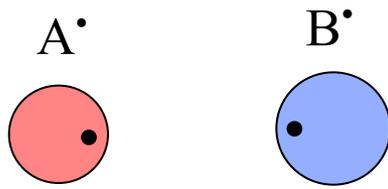
Радикалы - A^\bullet
 $A_x B_y^\bullet$

Ионы - A^{n+}, B^{n-}
 $A_x B_y^{n+} \dots, A_x B_y^{n-} \dots$

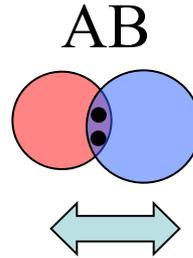


Диссоциация молекул

Диссоциация молекул



Гомолитическая
диссоциация



Электролитическая
диссоциация

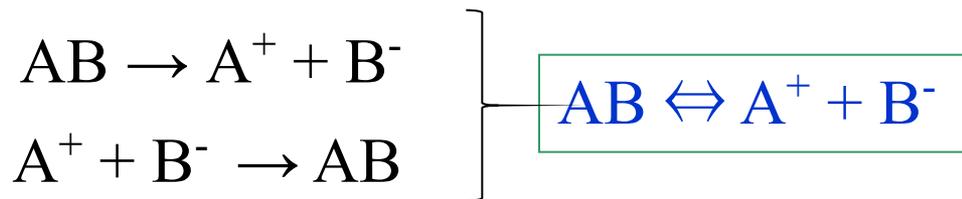
Электролиты – вещества, которые в растворе или расплаве проводят электрический ток.

В соответствии с законом **Кулона** $F = \frac{1}{k} \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$ на силу притяжения разноименно заряженных ионов оказывает влияние размер и заряд ионов, по этому электролиты можно разделить **по силе, или степени диссоциации.**

Электролитическая диссоциация

Степень диссоциации - $\alpha = \frac{C_{д}}{C_0}$

$$C_{д} = \alpha \cdot C_0$$



A^+ - катионы
 B^- - анионы

По величине α электролиты условно делят на:

- Сильные электролиты — $\alpha > 30\%$
- Средние электролиты — $3-5\% < \alpha < 30\%$
- Слабые электролиты — $\alpha < 3-5\%$

Или ещё более условно,
только на:

- Сильные ($\alpha \rightarrow 1$)
- Слабые ($\alpha \ll 1$)

К **сильным** электролитам относятся:

а) Сильные основания – растворимы в воде – групповое наименование **щелочи**:



б) Сильные кислоты:



с) Подавляющее большинство **солей**

Не путать с растворимостью солей: соль м.б. труднорастворимой, но все молекулы, что перешли в раствор диссоциируют на ионы, т.е. сила электролита определяется условием ($\alpha \rightarrow 1$)

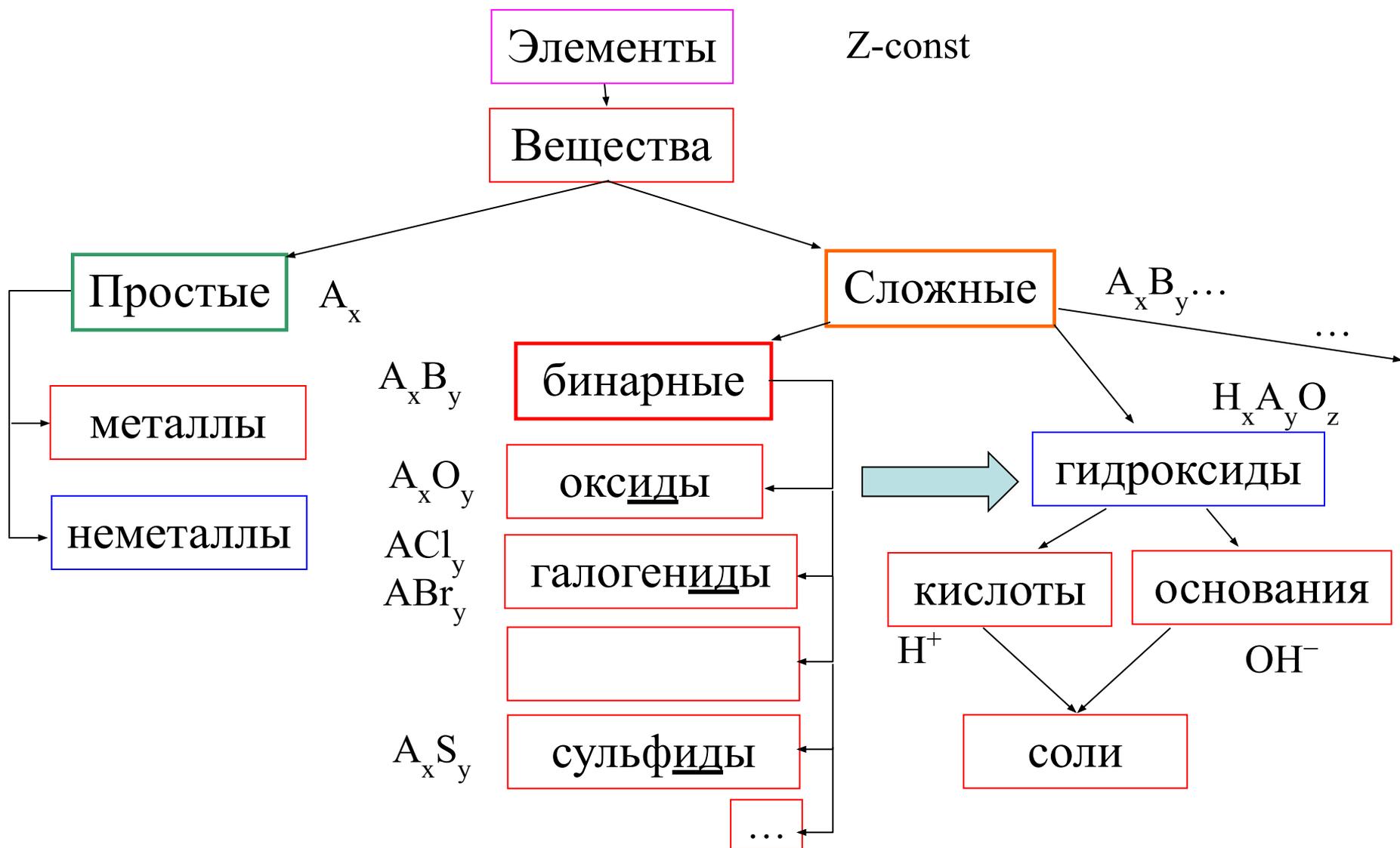


Остальные гидроксиды – **слабые** электролиты

слабые многоосновные электролиты диссоциируют ступенчато, причем по каждой следующей ступени в меньшей степени



Основные классы неорганических соединений



Оксиды

Оксиды – соединения элементов с кислородом, в которых кислород соединен только с элементом $\text{Э}_x\text{O}_y$

СтОк	Формула
+1	$\text{Э}_2\text{O}$ Э-О-Э
+2	ЭО Э=О
+3	$\text{Э}_2\text{O}_3$ О=Э-О-Э=О
+4	ЭO_2 О=Э=О
...	...

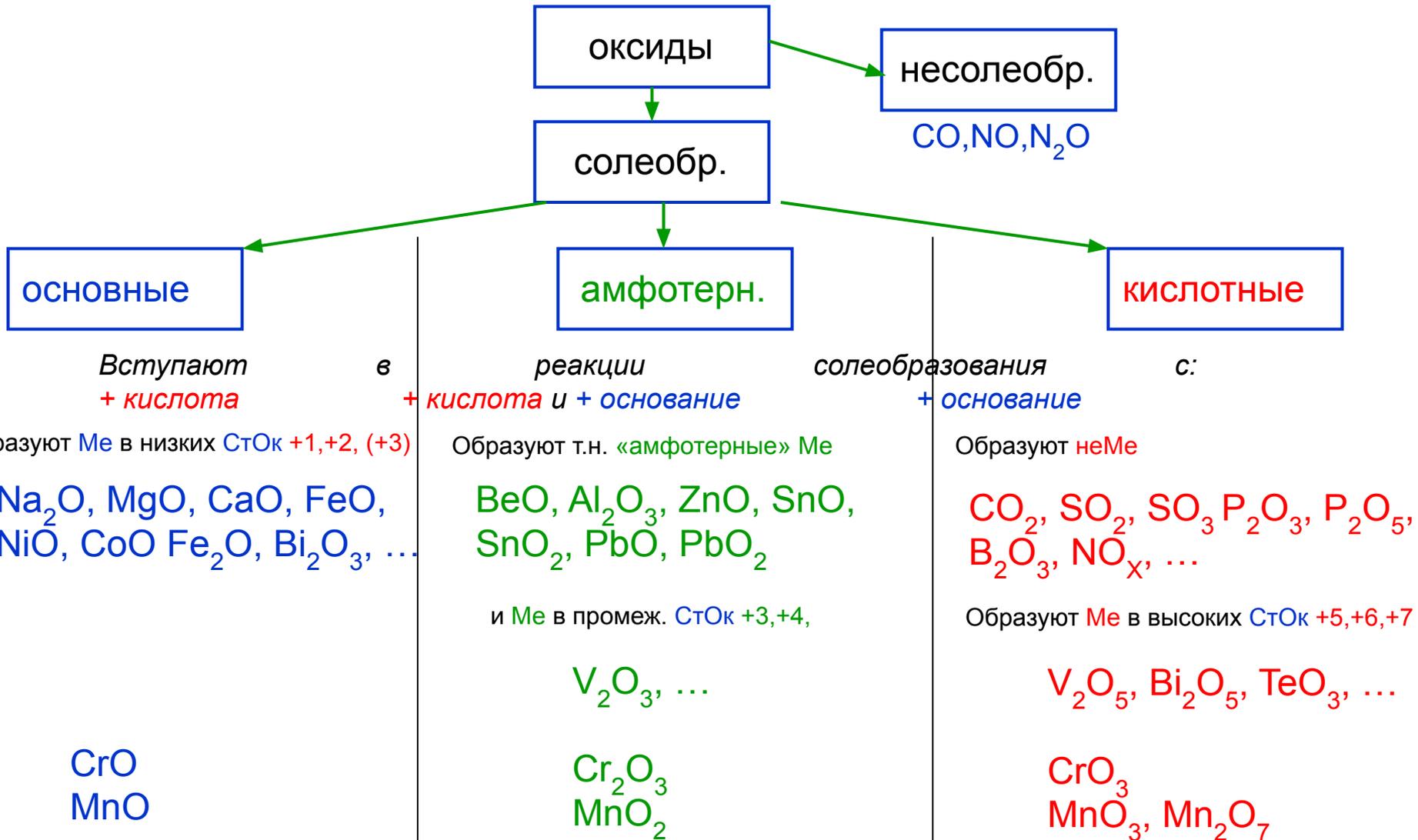
Номенклатура оксидов

Оксид – Э – СтОк(если надо)

Примеры:	Na_2O	оксид Na
	ZnO	оксид Zn
	FeO	оксид Fe (II)
	Fe_2O_3	оксид Fe (III)

Химические свойства оксидов

Химические свойства классифицируются по реакциям солеобразования с кислотами и основаниями



Кисотно-основные свойства оксидов

-Доказываются реакциями солеобразования с кислотами (+H⁺)
и с основаниями (щелочами) (+OH⁻)

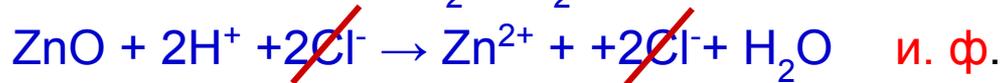
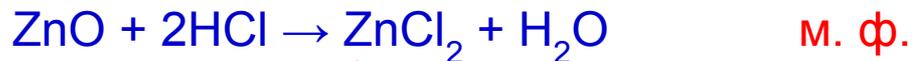
Пример: ZnO

Кисл. св-ва



В ионной форме уравнения в виде ионов записываются сильные, хорошо растворимые электролиты. Все остальные вещества в виде молекул

Осн. св-ва



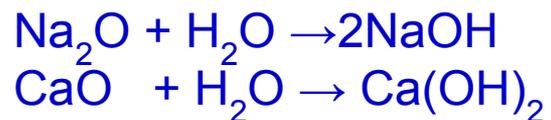
Вывод: т.к. ZnO реагирует и с кислотой (+H⁺) и со щелочью (+OH⁻), то он амфотерен, если оксид реагирует только с кислотой — основной, если только со щелочью - кислотный

Гидроксиды

Г. – продукты прямого либо косвенного соединения оксидов с водой

Непосредственно с водой реагируют:

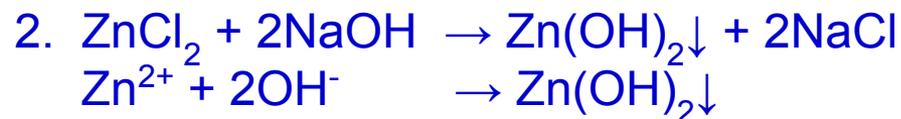
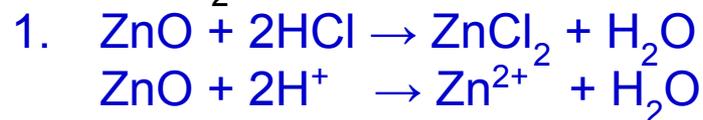
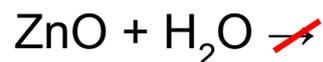
1). оксиды, которым соответствуют щелочи



2). большинство кислотных оксидов

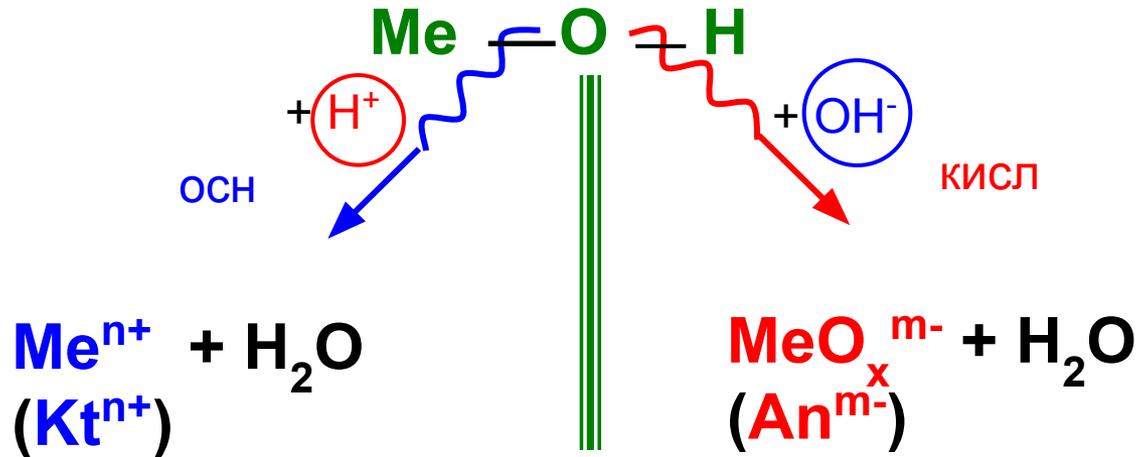


Остальные оксиды (основные и амфотерные) получают косвенным путем:



Строение гидроксидов

Основные и амфотерные гидроксиды $Me(OH)_n$



Номенклатура гидроксидов

$MeOH$ гидроксид Me (I)

$Me(OH)_2$ -"- (II)

$Me(OH)_3$ -"- (III)

$Me(OH)_4$ -"- (IV)

моногидроксид Me

дигидроксид Me

тригидроксид Me

тетрагидроксид Me

Степ. окисл. если надо!,

например: $Zn(OH)_2$ - гидроксид Zn ,

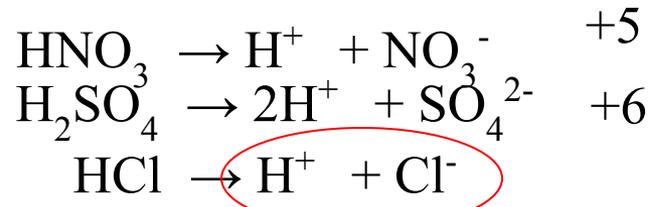
но: $Fe(OH)_2$ - гидроксид $Fe(II)$

$Fe(OH)_3$ - гидроксид $Fe(III)$

Примеры гидроксидов

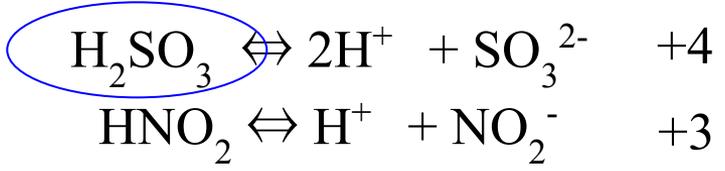
Кислоты
H_nAn

$\alpha \rightarrow 1$



-ная

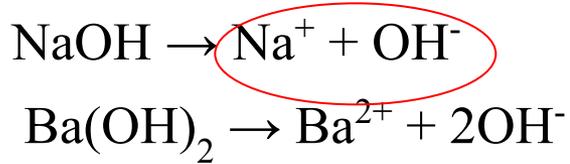
$\alpha \rightarrow 0$



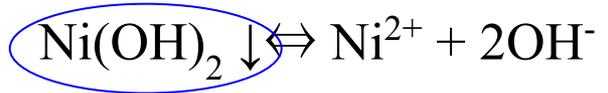
-истая

Основания
Me(OH)_n

$\alpha \rightarrow 1$



$\alpha \rightarrow 0$



Амфотерные гидроксиды
Me(OH)_n

