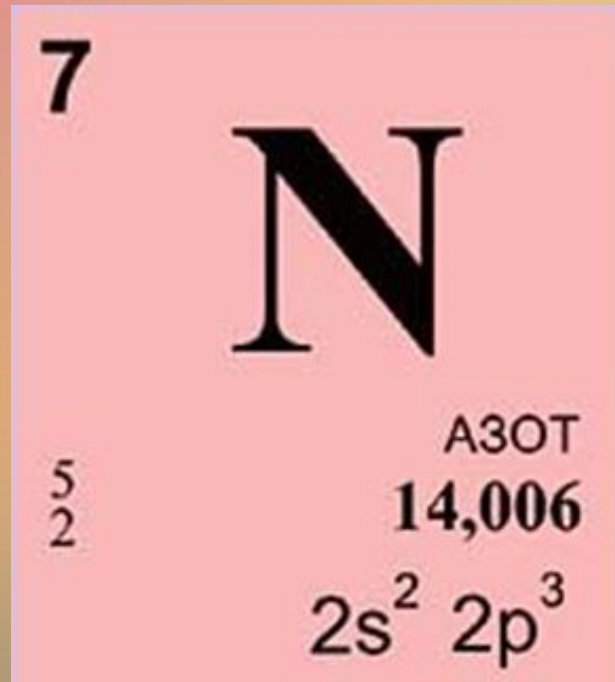


АЗОТ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ.

Азот.

- Порядковый номер 7.
- 2 период
- 5 группа, главная подгруппа.



Строение азота

Символ: N

Строение атома и молекулы азота:

Элемент II периода группы VA.

Заряд ядра +7, в ядре 7 протонов и 7 нейтронов.

Электронная конфигурация: $1s^2 2s^2 2p^3$

Молекула состоит из двух атомов.

Связь ковалентная неполярная.

Электронная формула $:N \equiv N:$

Степени окисления: от -3 до +5

Наиболее устойчивая степень окисления 0.

Нахождение в природе.

В природе существуют два стабильных изотопа азота: с массовым числом 14 (99,635%) и 15 (0,365%)

В основном в свободном состоянии в атмосфере – 78% по объему.

Входит в состав живых организмов (белки, нуклеиновые кислоты).

Небольшие количества в почве.

Характерные степени окисления.

-3	NH ₃
0	N ₂
+1	N ₂ O
+2	NO
+3	N ₂ O ₃ , HNO ₂
+4	NO ₂
+5	N ₂ O ₅ , HNO ₃

Физические свойства азота.

При обычных условиях газ, без цвета, запаха, вкуса.

Плотность по воздуху: $D_{\text{воздух}}(\text{N}_2) = 28/29$

Растворимость в воде 23 мл/л при 0° С и 1 атм.

Температура плавления –209,96 °С

Температура кипения –195,8°С



Химические свойства N₂.

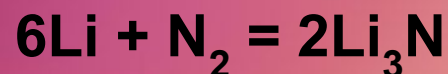
Химически **инертен**, так как трудно разорвать тройную связь между атомами азота.

1. + кислород (под воздействием тока)
2. + водород
3. + металлы (активные)

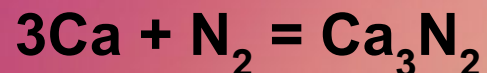
Химические свойства азота.

Очень инертен. Вступает в химические реакции в жестких условиях.

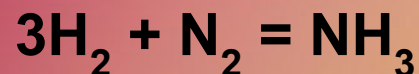
1) При обычных условиях реагирует только с литием:



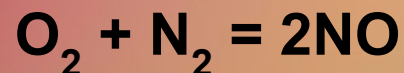
2) с металлами при высоких температурах:



3) с водородом при высоком давлении и температуре в присутствии катализатора (Fe):



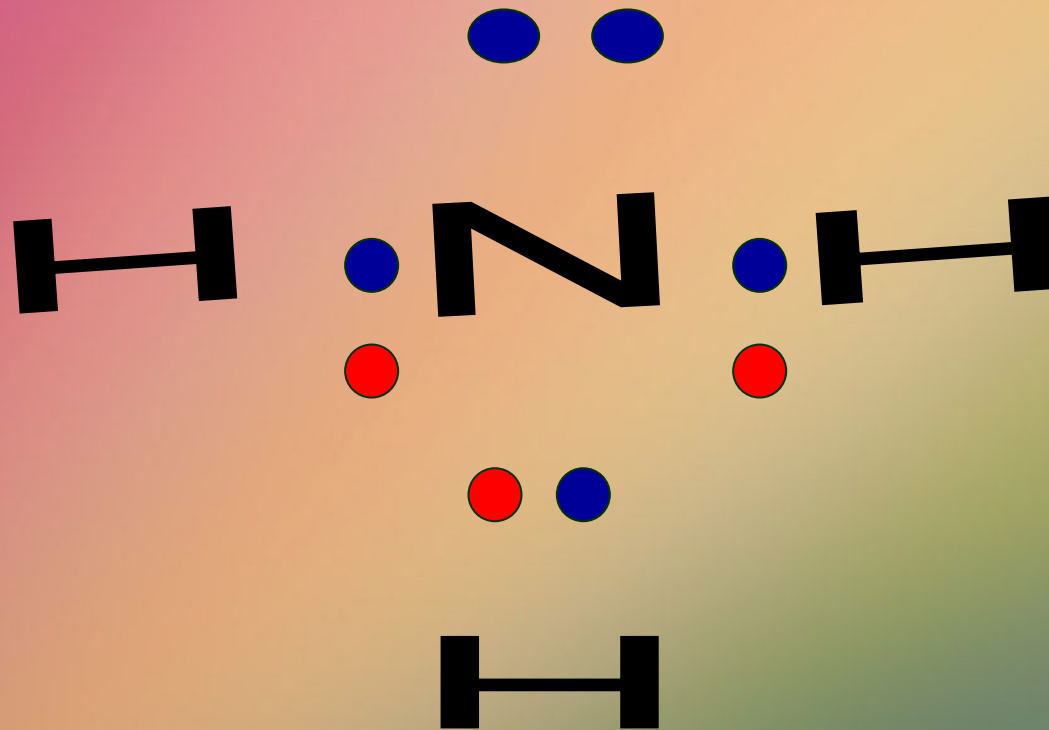
4) при температуре вольтовой дуги реагирует с кислородом:



Применение азота.



Строение молекулы аммиака.



Физические свойства (при н.у.)

- ✓ **бесцветный газ**
с резким характерным запахом (запах нашатырного спирта)
- ✓ **легче воздуха ($M=17$ г/моль)**
- ✓ **хорошо растворяется в воде (1200 объёмов при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$) и 700 объёмов (при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$) в объёме воды**
- ✓ **температура плавления $-77.73\text{ }^{\circ}\text{C}$**
- ✓ **температура кипения $-33.34\text{ }^{\circ}\text{C}$**
- ✓ **ЯДОВИТ!**

По физиологическому действию на организм относится к группе веществ удушающего и нейротропного действия, способных вызвать токсический отёк лёгких и тяжёлое поражение нервной системы. Пары аммиака сильно раздражают слизистые оболочки глаз и органов дыхания, а также кожные покровы.



Получение аммиака.

В промышленности

- Из атмосферного азота
- $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$

В лаборатории

- Взаимодействием солей аммония с щелочами
- $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Химические свойства аммиака.

Проявляет основные свойства:

1. + кислота
2. каталитическое окисление
(катализатор- платина)
3. неполное окисление
4. термическое разложение
5. + вода

Взаимодействие с кислотами



Взаимодействие с водой



При добавлении фенолфталеина- раствор становится малиновым, так как при растворении аммиака частично образуется гидроксид аммония NH_4OH .



По объемам производства аммиак занимает одно из первых мест; ежегодно во всем мире получают около 100 миллионов тонн этого соединения. Аммиак выпускается в жидком виде или в виде водного раствора – аммиачной воды, которая обычно содержит 25% NH_3 .

КАЧЕСТВЕННОЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ АММИАКА

- То, что в ходе реакции выделяется аммиак, можно определить двумя способами.
- **Первый:** необходимо поднести к пробирке влажную лакмусовую бумажку. Выделяющийся аммиак будет реагировать с водой на поверхности бумажки, образуя гидроксид аммония. Бумажка посинеет, т.к. почувствует щелочную среду.
- **Второй:** к пробирке надо поднести стеклянную палочку, смоченную концентрированной соляной (азотной, серной) кислотой, появится белый дым – это кристаллы хлорида аммония (нитрат аммония, сульфат аммония).

Применение аммиака.



Соли аммония-

- Соли, в состав которых входит ион NH_4^+
- Обладают свойством разлагаться при нагревании



Специфические свойства солей аммония

а) разложение при t (возгонка)

нагр.

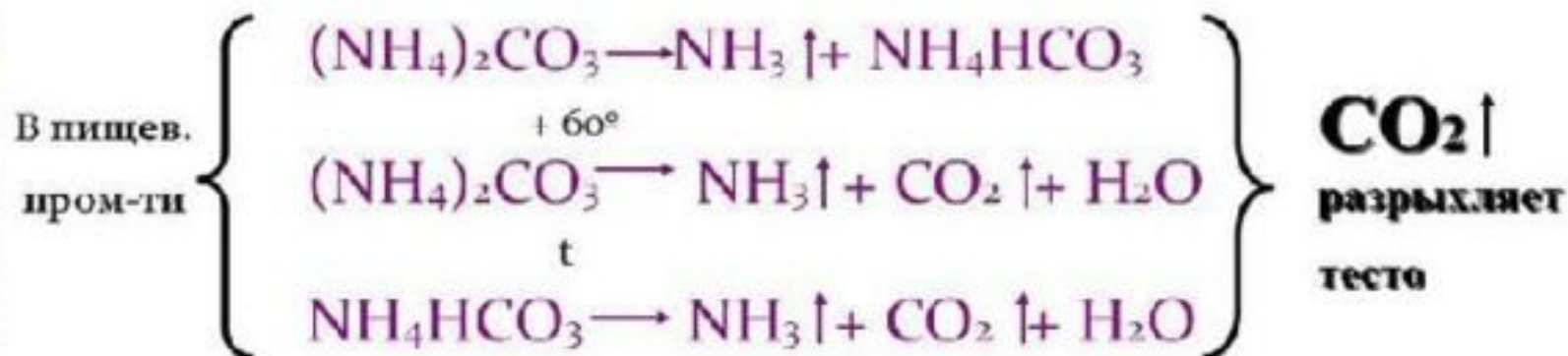


охл.



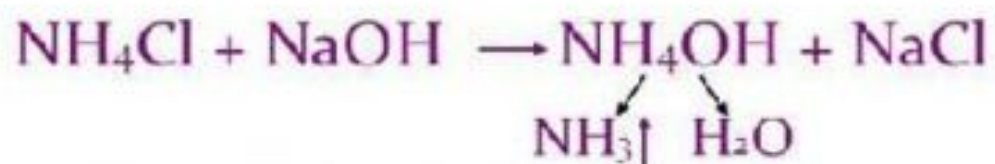
гидросульфат аммония

компл. t





б) со щелочами – взаимодействуют иначе, чем все соли: с образованием NH_3 и H_2O – качественные реакции на ион NH_4^+



Признак реакции: лакмус, бумага (смоченная H_2O) синеет.

Нитрат аммония, его применение



Азотное удобрение



Аммонал



Пиротехника

Хлорид аммония, его применение



минеральные удобрения



пайка

Гидрокарбонат аммония, его применение



минеральные удобрения



разрыхлитель для теста

Оксиды азота.

- N_2O
- NO
- N_2O_3
- NO_2
- N_2O_5

Оксид азота (I) N_2O .

- Закись азота, «веселящий газ».
- Бесцветный газ со слабым запахом, растворим в воде.
- Безразличный (несолеобразующий) оксид.
- Применяется в медицине как слабое средство для наркоза, а также в пищевой промышленности.

Оксид азота (II) NO.

- Бесцветный газ, незначительно растворим в воде, ядовит.
- Безразличный (несолеобразующий) оксид.
- Реагирует с кислородом с образованием NO₂.

Оксид азота (III) N_2O_3 .

- Газ, очень токсичен, вызывает ожоги кожи.
- неустойчив при обычных условиях
- взаимодействует с водой, образуя азотистую кислоту HNO_2 .
- Используется для производства азотистой кислоты.

Оксид азота (IV) NO_2 .

- Газ бурого цвета, тяжелее воздуха, ядовит.
- Реагирует с водой с образованием азотистой и азотной кислот.
- Используется для производства азотной и серной кислот

Оксиды азота.

Получается:

1) в промышленности:



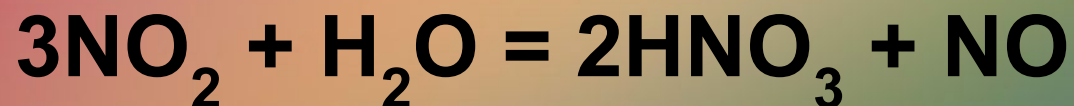
2) в лаборатории:



молекула

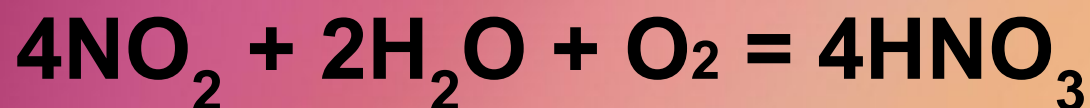


Реакции с водой:

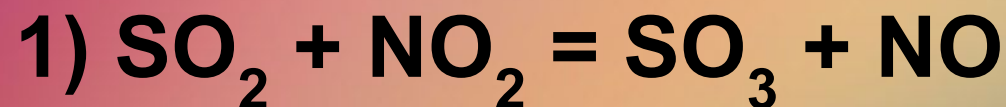


Оксиды азота.

Получение концентрированной азотной кислоты:



NO_2 обладает сильными окислительными свойствами:



Фотохимический смог.



«Лисий хвост»



Оксид азота (V) N_2O_5 .

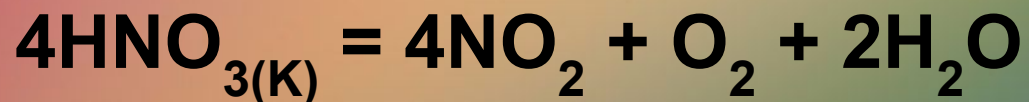
- Кристаллическое вещество, крайне неустойчиво, ядовито.
- Обладает свойствами кислотного оксида.

Азотистая кислота HNO_2 .

- Очень слабая кислота, легко разлагается.
- Соли- нитриты.

Азотная кислота HNO_3 .

- Бесцветная жидкость, при хранении приобретает желтоватый оттенок.
- Дымит на воздухе
- Гигроскопична. Смешивается с водой в любых отношениях
- Очень сильная кислота
- Реагирует с металлами после водорода
- При взаимодействии с металлами НИКОГДА не выделяется водород!
- На свету разлагается:



Получение

В лабораториях азотную кислоту можно получить действием концентрированной серной кислоты на нитраты:



В промышленности азотная кислота получается каталитическим окислением аммиака.

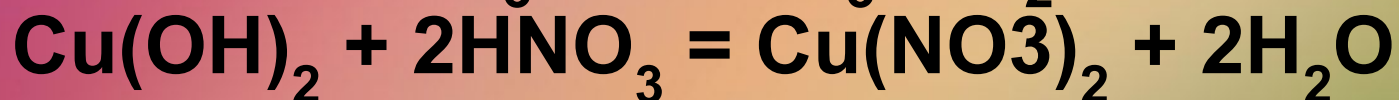
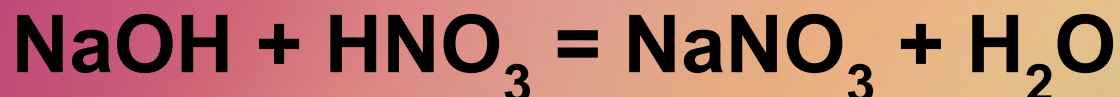
Химические свойства

I. Разбавленная азотная кислота проявляет свойства, общие для всех кислот:

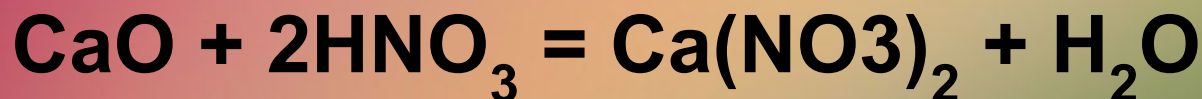
- Диссоциация в водном растворе:



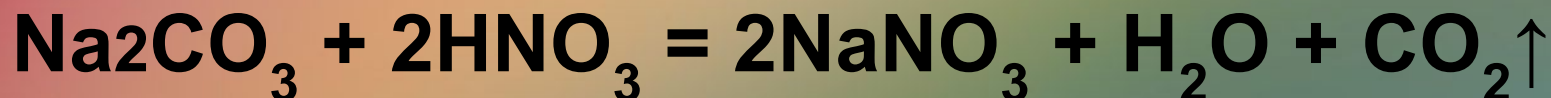
- Реакция с основаниями:



- Реакция с основными оксидами:



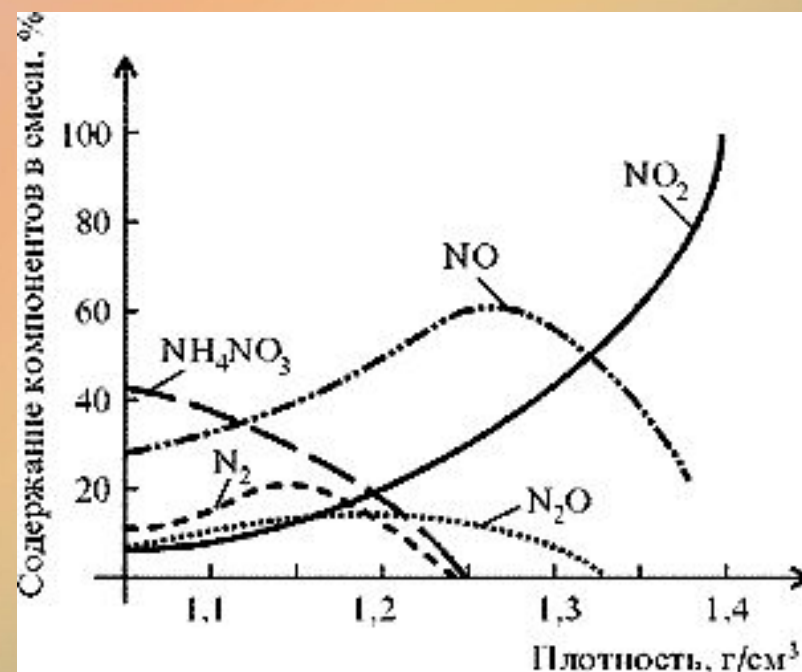
- Реакция с солями:



Химические свойства

II. Азотная кислота – сильный окислитель

Окисление металлов:
Продукты восстановления
зависят от активности
металла и разбавленности
азотной кислоты.



Конц.

HNO_3

Разб.

Концентрированная HNO_3 + металл.

+ Au, Pt	Не реагирует
+ металлы I и II групп	$\text{MeNO}_3 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
+ остальные металлы	$\text{MeNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Разбавленная HNO_3 + металл

+Au, Pt	Не реагирует
+ металлы гл. п/гр I и II групп	$\text{MeNO}_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Металлы до H	$\text{MeNO}_3 + (\text{NO}/\text{N}_2\text{O}/\text{N}_2/\text{NH}_4\text{NO}_3) + \text{H}_2\text{O}$
Металлы после H	$\text{MeNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

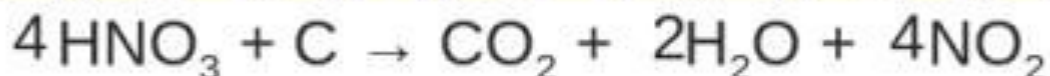
Взаимодействие азотной кислоты с неметаллами

Азотная кислота как сильный окислитель

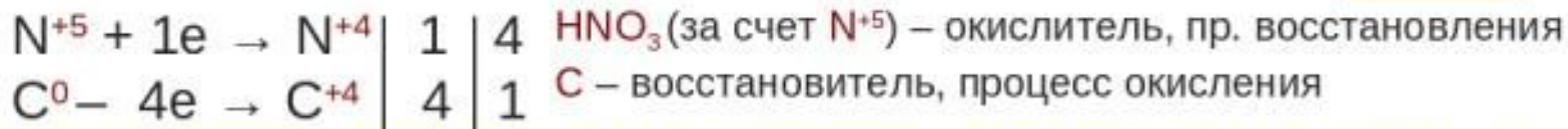
Окисляет неметаллы до соответствующих кислот.

Концентрированная (более 60%) азотная кислота восстанавливается до NO_2 , а если концентрация кислоты (15 – 20%), то до NO .

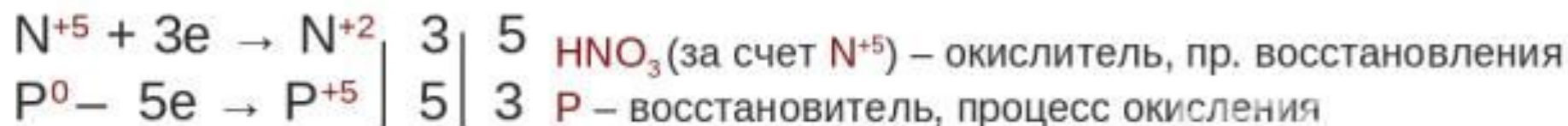
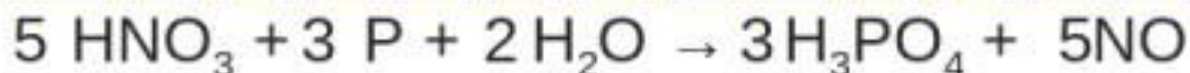
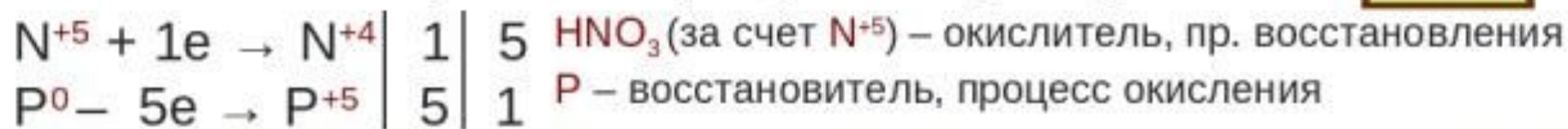
Расставьте в схемах коэффициенты методом электронного баланса.



ОПЫТ



ОПЫТ

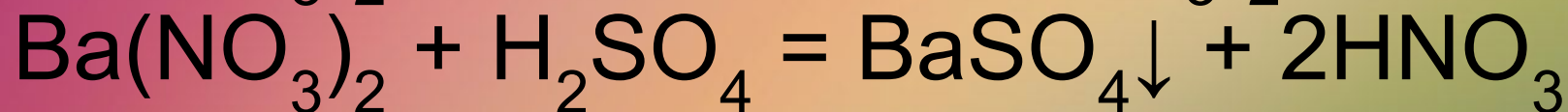
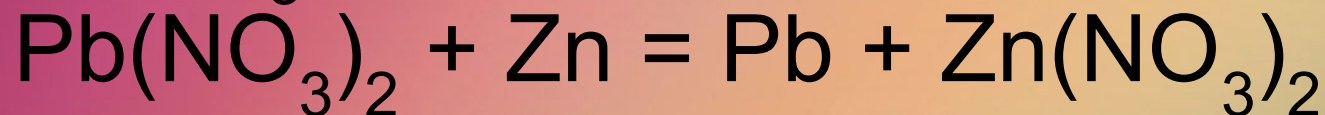
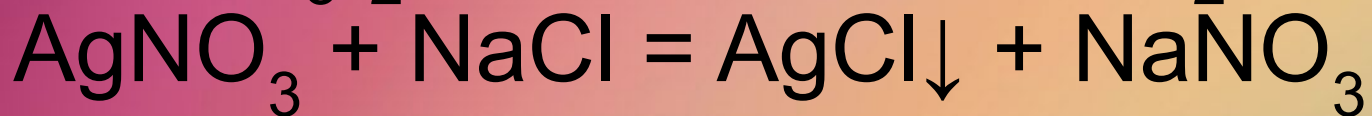
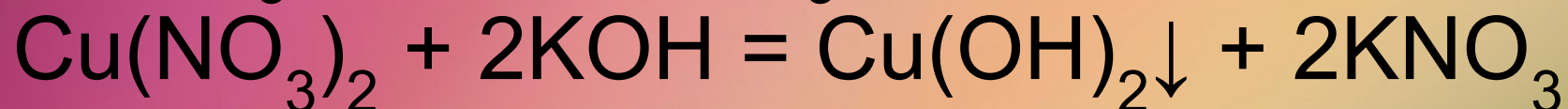


Нитраты – соли азотной кислоты (селитры)

Получаются при взаимодействии азотной кислоты с металлами, оксидами металлов, основаниями, аммиаком и некоторыми солями.

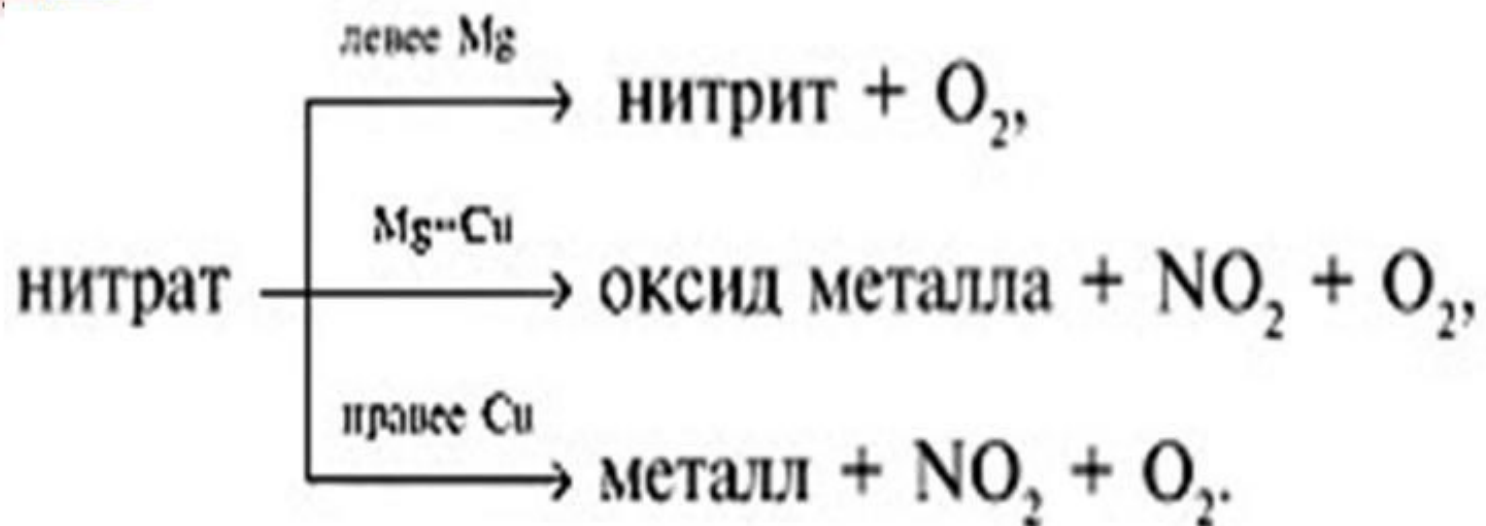
Физические свойства. Это твердые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде.

Химические свойства. Сильные электролиты, проявляют все свойства солей.

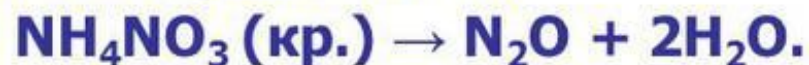


Разложение нитратов при нагревании.

Все нитраты термически неустойчивы. При нагревании они разлагаются с образованием кислорода. Характер других продуктов реакции зависит от положения металла, образующего нитрат, в электрохимическом ряду напряжений:



Особое положение занимает нитрат аммония, разлагающийся без твердого остатка:



Термическое разложение нитритов:



Нитриты натрия, калия находят применение в пищевой промышленности, в производстве красителей, в фотографии