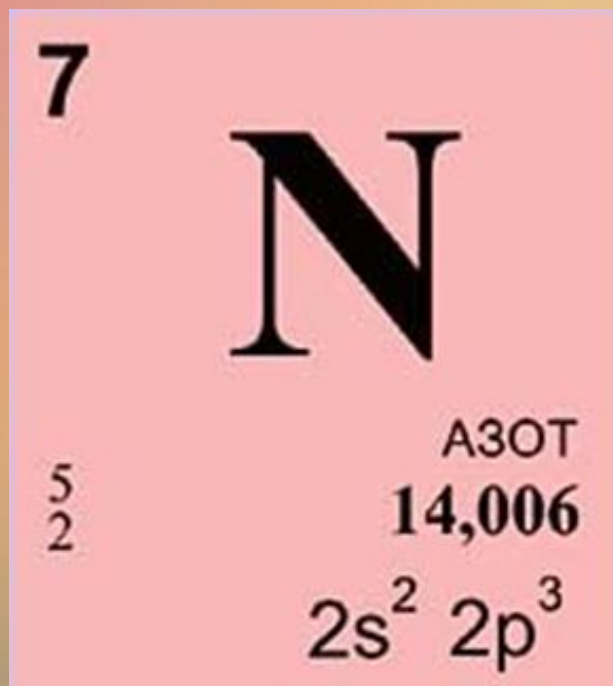


# АЗОТ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ.

# 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≡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	$\text{NH}_3$
0	$\text{N}_2$
+1	$\text{N}_2\text{O}$
+2	$\text{NO}$
+3	$\text{N}_2\text{O}_3, \text{HNO}_2$
+4	$\text{NO}_2$
+5	$\text{N}_2\text{O}_5, \text{HNO}_3$

# 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 N<sub>2</sub>.

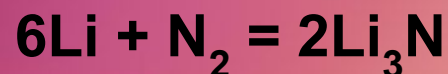
Химически **инертен**, так как трудно разорвать тройную связь между атомами азота.

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

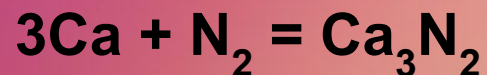
# Химические свойства азота.

Очень инертен. Вступает в химические реакции в жестких условиях.

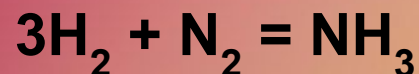
1) При обычных условиях реагирует только с литием:



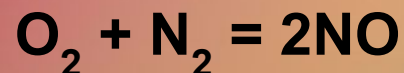
2) с металлами при высоких температурах:



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



4) при температуре вольтовой дуги реагирует с кислородом:

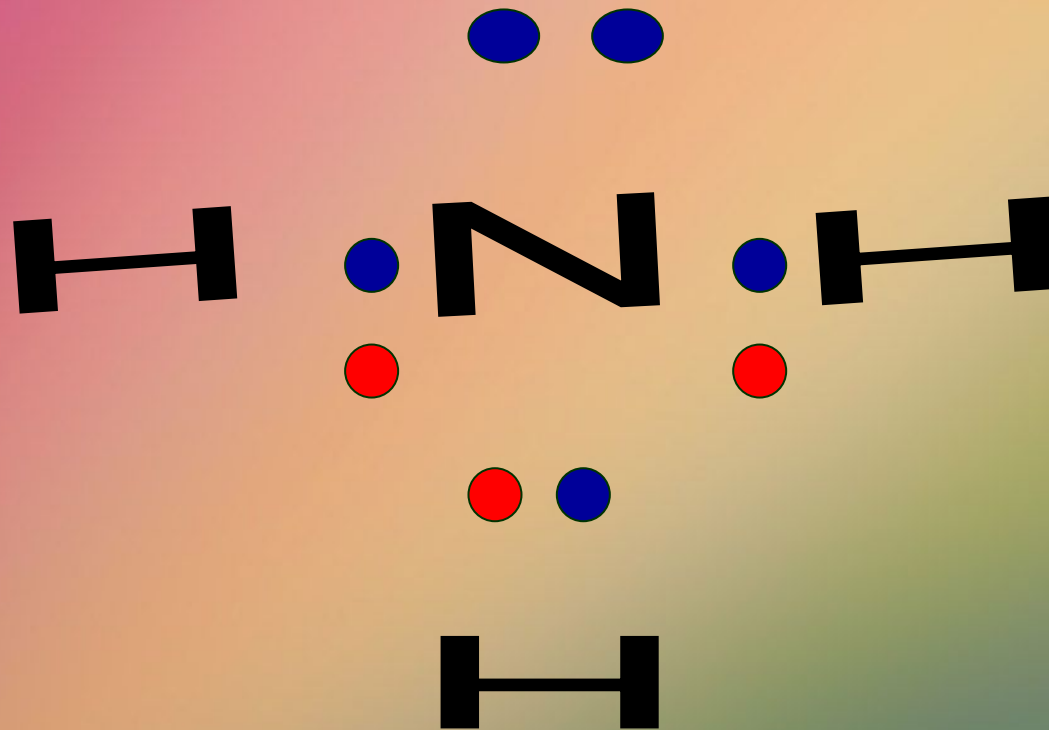




# Применение азота.



# 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
- $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$

В лаборатории

- Взаимодействием солей аммония с щелочами
- $NH_4Cl + NaOH \rightarrow$
- $NH_3 + NaCl + H_2O$

# 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  $\text{NH}_4\text{OH}$ .



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%  $\text{NH}_3$ .

## 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  $\text{NH}_4^+$
- Обладают свойством разлагаться при нагревании





## Специфические свойства солей аммония

а) разложение при  $t$  (возгонка)

нагр.



охл.



гидросульфат аммония

компл.  $t$

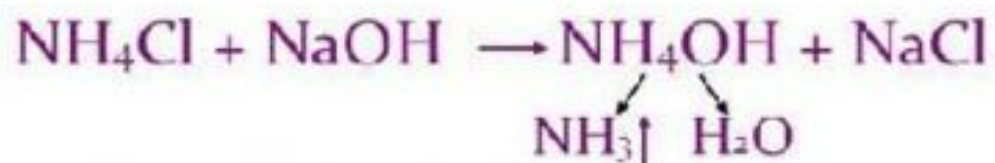
В пищев.  
пром-ти



**CO<sub>2</sub> ↑**  
**разрыхляет**  
**тесто**



б) со щелочами – взаимодействуют иначе, чем все соли: с образованием  $\text{NH}_3$  и  $\text{H}_2\text{O}$  – качественные реакции на ион  $\text{NH}_4^+$



Признак реакции: лакмус, бумага (смоченная  $\text{H}_2\text{O}$ ) синееет.



## 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.

- $\text{N}_2\text{O}$
- $\text{NO}$
- $\text{N}_2\text{O}_3$
- $\text{NO}_2$
- $\text{N}_2\text{O}_5$



# Оксид азота (I) N<sub>2</sub>O.

- 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 NO<sub>2</sub>.

# 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) $\text{NO}_2$ .

- 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:

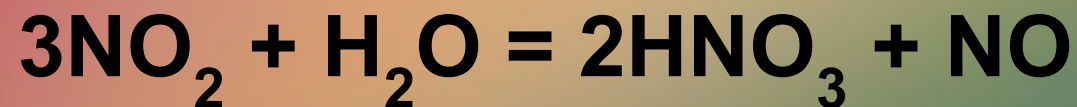
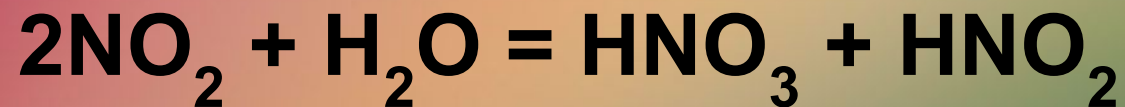


2) в лаборатории:



молекула

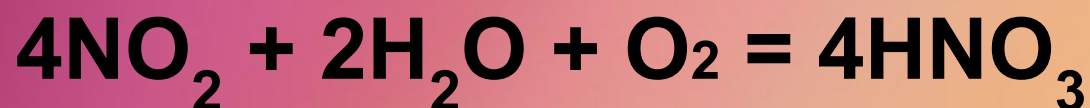
Реакции с водой:



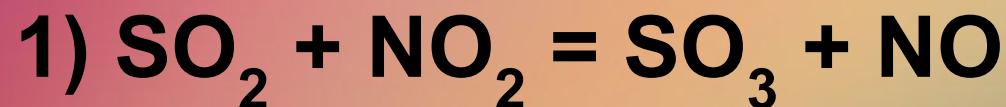


# Оксиды азота.

Получение концентрированной азотной кислоты:



$\text{NO}_2$  обладает сильными окислительными свойствами:





# Фотохимический смог.



# «Лисий хвост»



# Оксид азота (V) $N_2O_5$ .

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

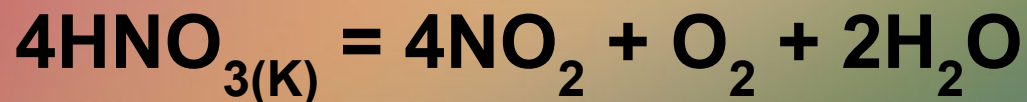
# Азотистая кислота $\text{HNO}_2$ .

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



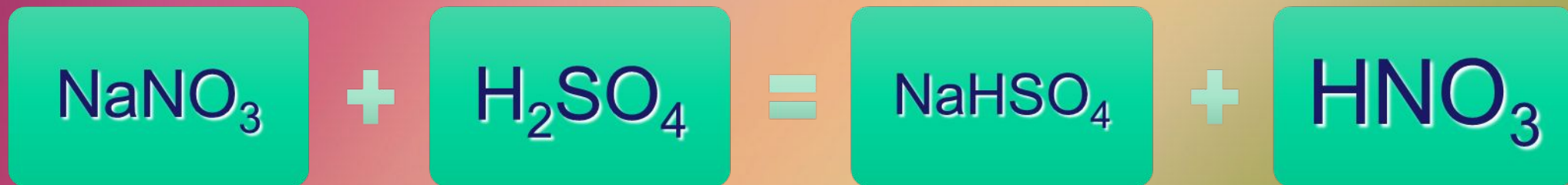
# Азотная кислота HNO<sub>3</sub>.

- 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.

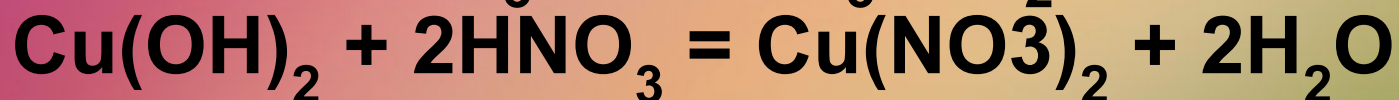
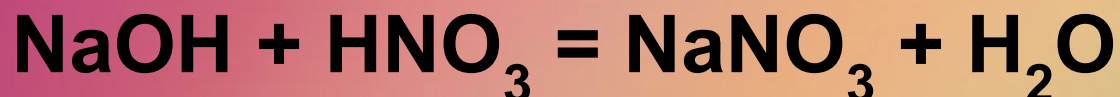
# Химические свойства

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

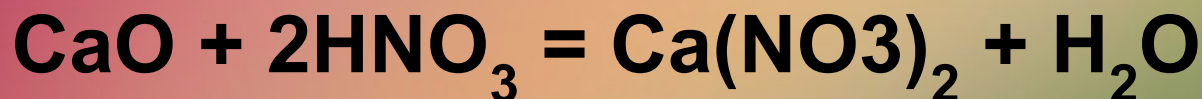
- Диссоциация в водном растворе:



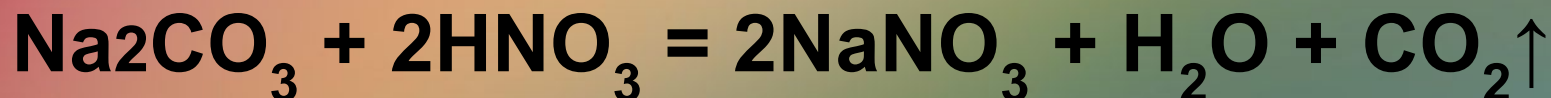
- Реакция с основаниями:



- Реакция с основными оксидами:



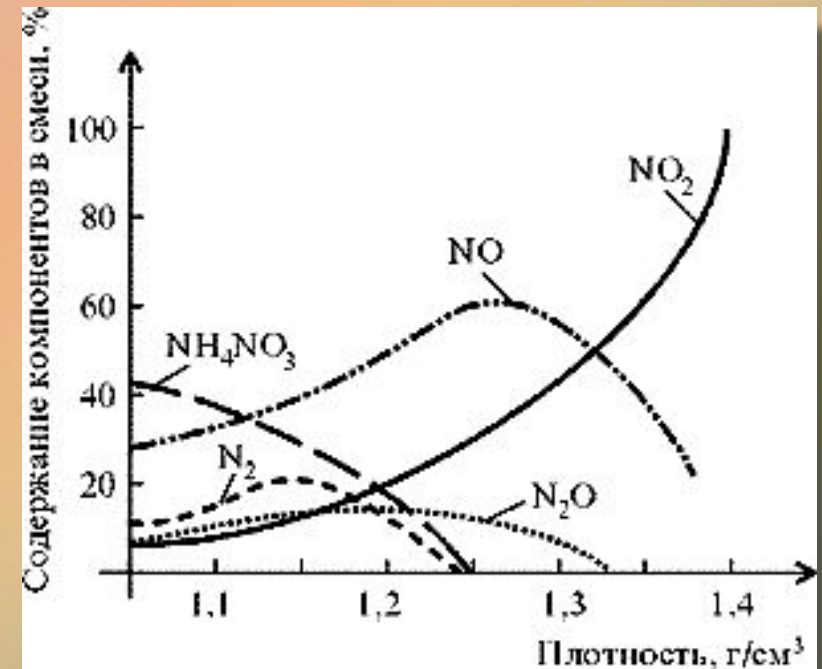
- Реакция с солями:



# Химические свойства

## II. Азотная кислота – сильный окислитель

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



Конц.

$\text{HNO}_3$

Разб.



# Концентрированная $\text{HNO}_3$ + 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 $\text{HNO}_3$ + 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	$\text{MeNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

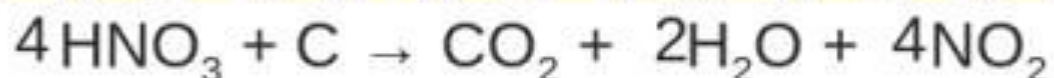
## Взаимодействие азотной кислоты с неметаллами

### Азотная кислота как сильный окислитель

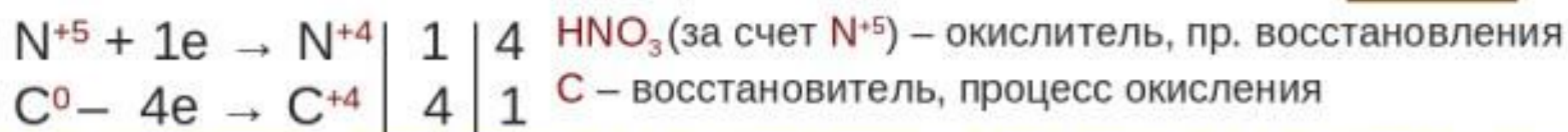
Окисляет неметаллы до соответствующих кислот.

Концентрированная (более 60%) азотная кислота восстанавливается до  $\text{NO}_2$ , а если концентрация кислоты (15 – 20%), то до  $\text{NO}$ .

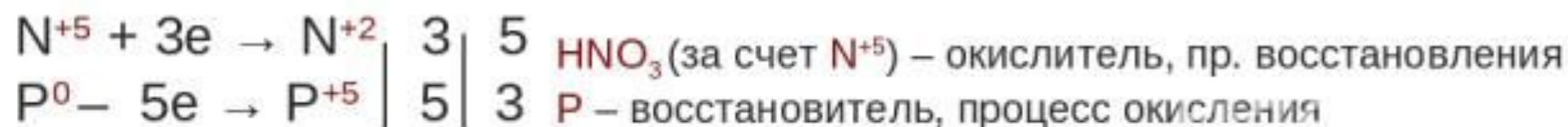
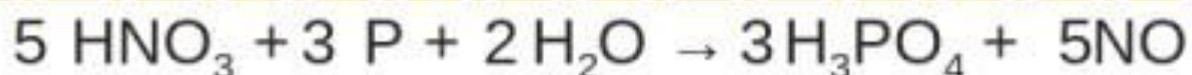
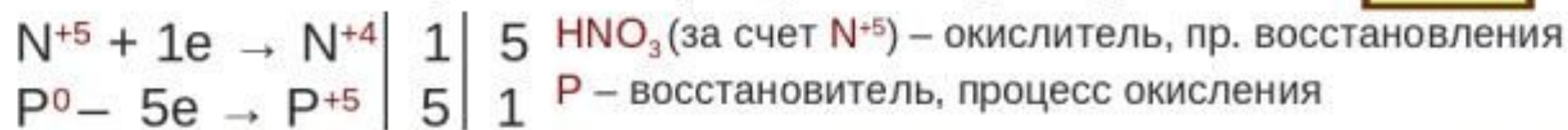
Расставьте в схемах коэффициенты методом электронного баланса.



ОПЫТ



ОПЫТ



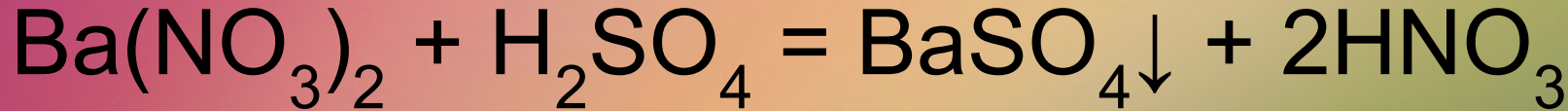
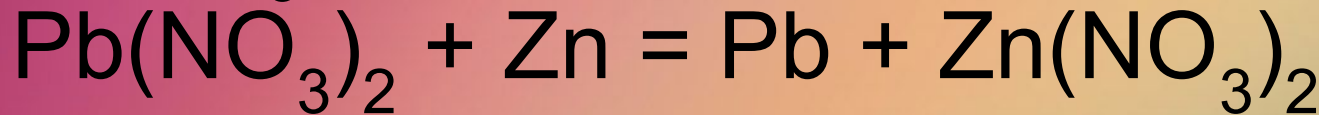
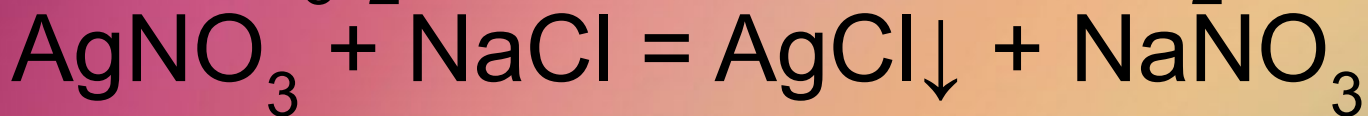
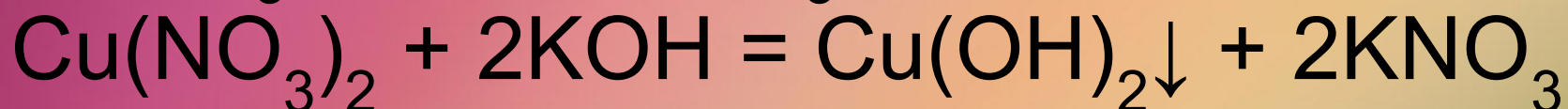
# Нитраты – соли азотной кислоты (селитры)

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

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

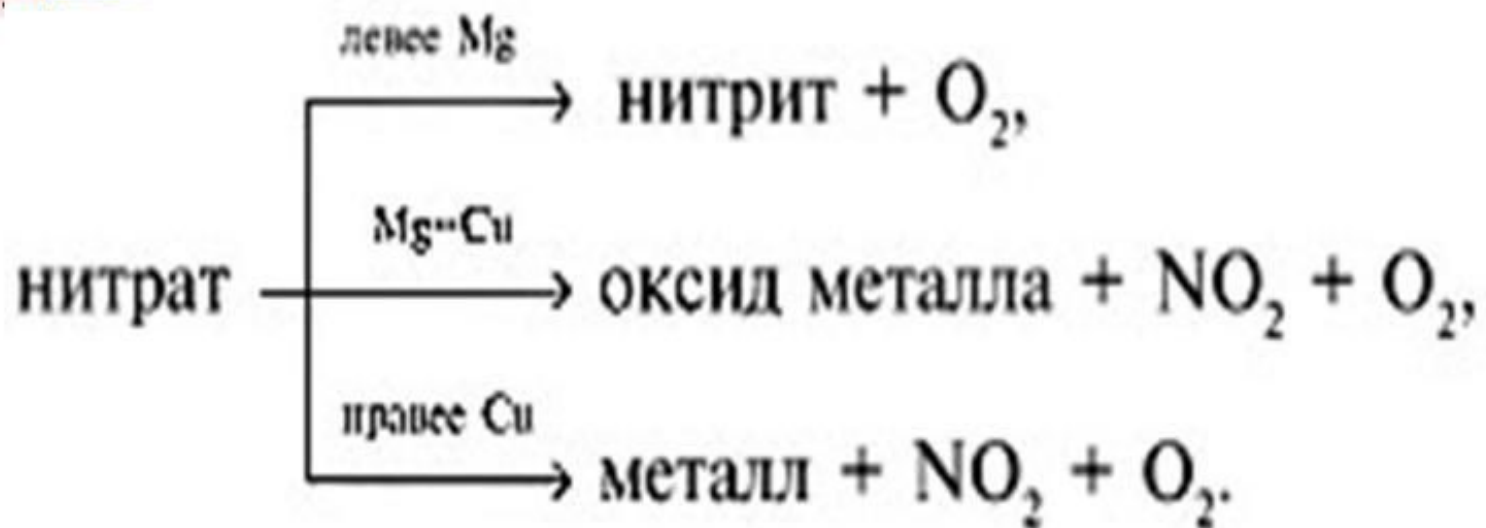


**Химические свойства. Сильные электролиты, проявляют все свойства солей.**

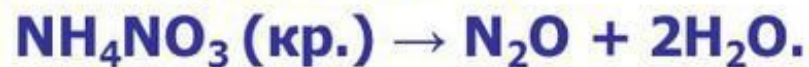


# Разложение нитратов при нагревании.

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