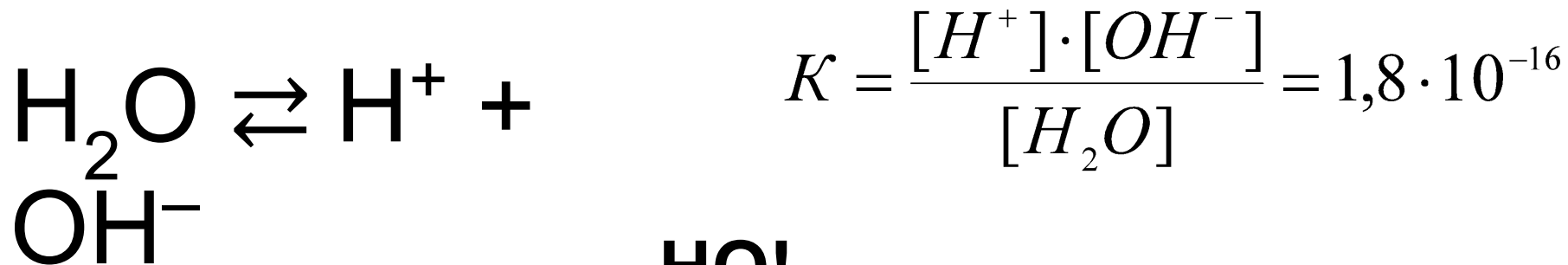


# Ионные равновесия в растворах

Лекция 15 по курсу «Общая и неорганическая  
ХИМИЯ»



# Диссоциация воды



**НО!**

$$[\text{H}_2\text{O}] = \text{const} \quad K[\text{H}_2\text{O}] = K_w = \text{const}$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} (298\text{K})$$

**Ионное произведение воды**

Постоянно для **всех** разбавленных растворов!

При 22°C степень электролитической диссоциации воды равна  $1,8 \cdot 10^{-9}$ , то есть из 555000000 молекул воды *диссоциирует одна*. Следовательно, вода – очень слабый электролит и для описания процесса ее диссоциации применим закон действующих масс.

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]},$$

где  $K$  - константа диссоциации воды равный  $1,8 \cdot 10^{-16}$ .

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K \cdot [H_2O]$$

Так как  $[H_2O] = \text{const} = 55,56 \text{ моль/дм}^3$ , то получим:

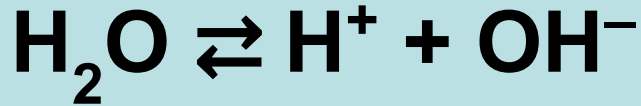
$$[H^+][OH^-] = K_w.$$

Постоянная  $K_w$  называется **ионным произведением воды**.

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14} (298K)$$

# Водородный показатель (pH)

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$



$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] =$$

$$10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$$

Кислая  
среда








Нейтральная  
среда

Щелочная  
среда

-1 0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15



# Значения pH некоторых растворов

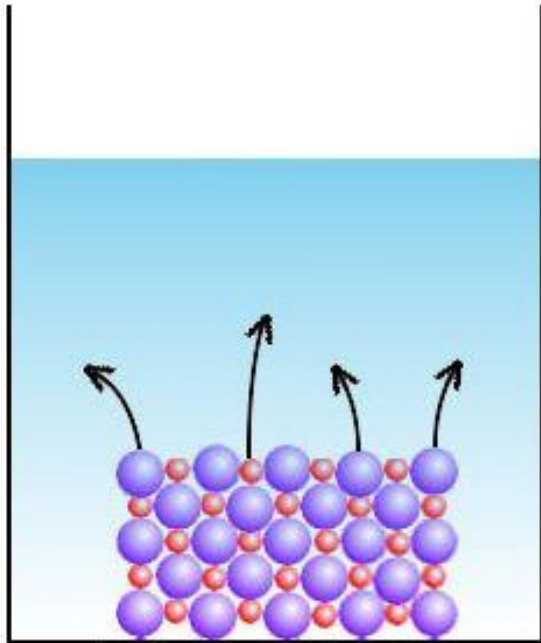
pH	Окраска индикатора	Пример раствора	Точный pH
0		HCl (1:10)	0.0
1		HCl (0.1 M)	1.0
2		Лимон	2.1
3		Яблочный сок, столовый уксус	2.3 – 2.7
4		Томатный сок	4.1
5		Черный кофе	5.0
6		Молоко	6.3
7		Чистая вода	7.0

Степень гидратации различных ионов и молекул неодинакова и зависит от размеров частиц и величины их заряда. *Чем больше заряд и меньше размеры иона, то есть выше удельная плотность заряда, тем больше степень гидратации.*

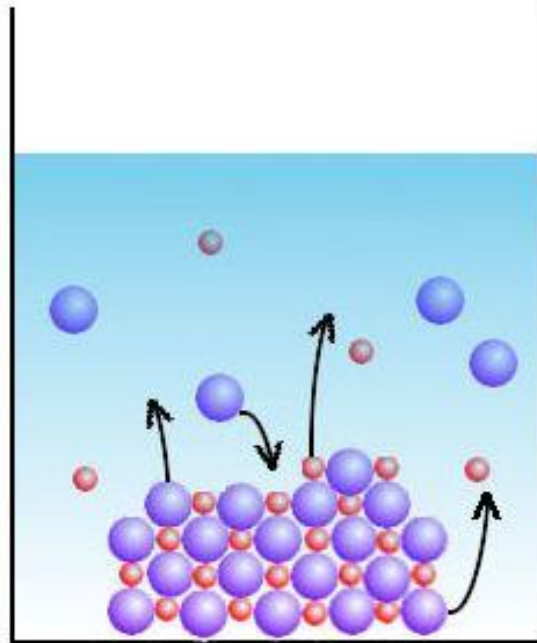
Недиссоциированные молекулы также в той или иной степени гидратированы, их гидратная оболочка возникает только вокруг полярных групп и потому может быть не сплошной.

Гидратация ионов в растворе влияет на их подвижность, причем зависимость обратно пропорциональная.

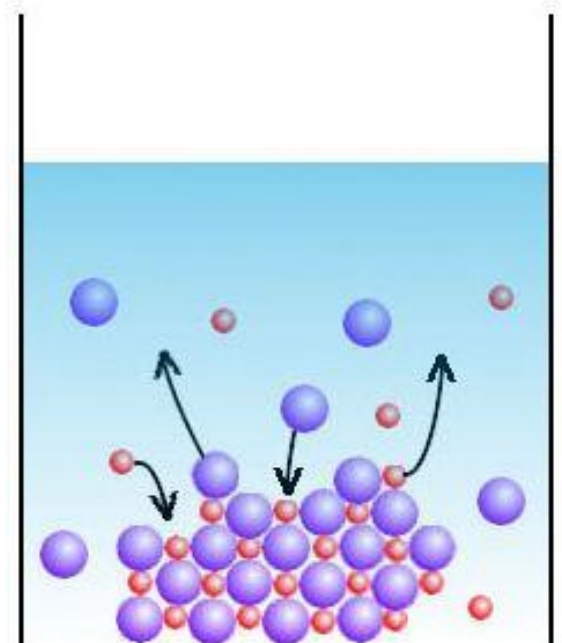
# Равновесие растворения



Исходное  
состояние

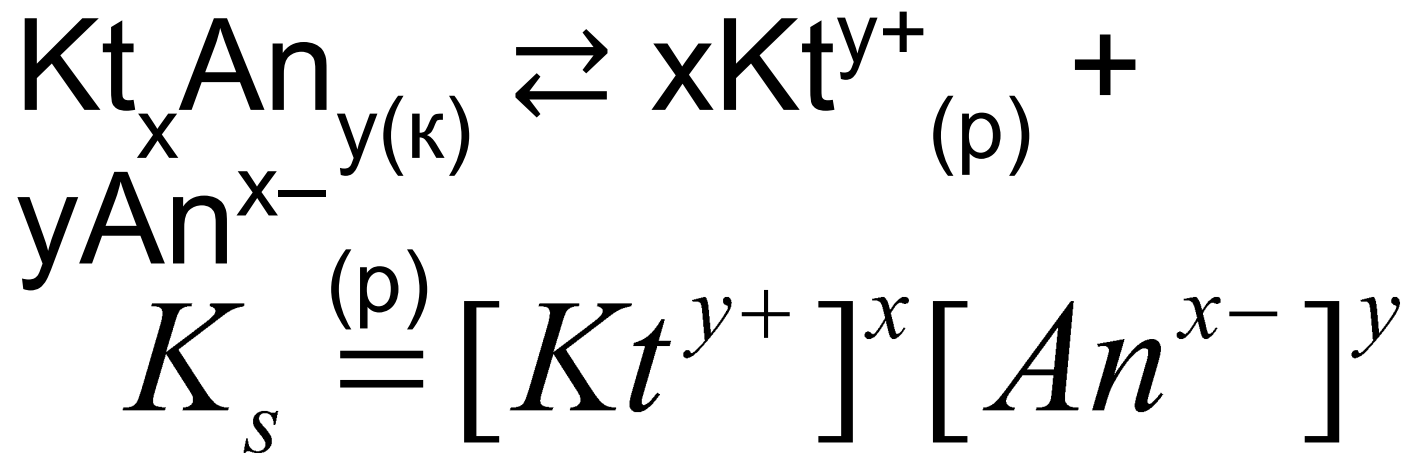


Растворение  
началось



Равновесное  
состояние

# Константа (произведение) растворимости



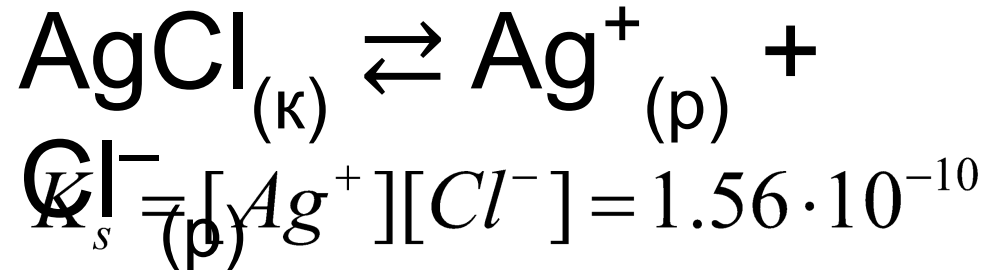
В старых книгах обозначают как ПР

**Применима только к малорастворимым и  
нерастворимым электролитам!**



# Расчет растворимости по $K_s$

а) В чистой воде



(размерность **моль<sup>2</sup>/дм<sup>2</sup>** подразумевается, но не пишется)

По уравнению реакции:  $[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = x$

(т.к. никаких других источников ионов в растворе нет)

$$K_s = x^2 \Rightarrow x = \sqrt{K_s} = 1.25 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3$$

Нашли **концентрацию**. А растворимость?

# Расчет растворимости по $K_s$ (продолжение)

Растворимость ( $S$ ) – масса вещества в **100 г**  
растворителя

**Допущения:**  $\rho = 1 \text{ г/см}^3$  (для разб. растворов верно!)

$$m_{\text{AgCl}} \ll$$

В 1000 г ~~раствора~~ <sup>в воды</sup>  $1.25 \cdot 10^{-5}$  моль  $\text{AgCl}$

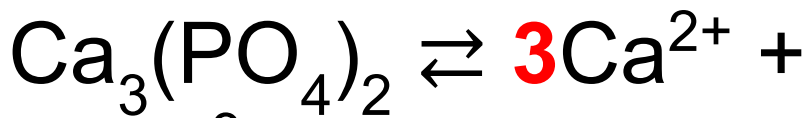
В 100 г воды  $1.25 \cdot 10^{-6}$  моль  $\text{AgCl}$

$$S_{\text{AgCl}} = 1.25 \cdot 10^{-6} \cdot 143.5 = 1.79 \cdot 10^{-3} \text{ г}$$

Количество  $\text{AgCl}$  (моль)  
в 100 г воды

$M_{\text{AgCl}}$   
г/моль

# Расчет растворимости солей с многозарядными ионами



$$K_s = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2 = 2.07 \cdot 10^{-33}$$

$$(3x)^3 \cdot (2x)^2 = 108x^5 = 2.07 \cdot 10^{-33}$$

$$x = \sqrt[5]{\frac{2.07 \cdot 10^{-33}}{108}} = (1.92 \cdot 10^{-35})^{\frac{1}{5}} = 1.13 \cdot 10^{-7}$$

$$S_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 1.13 \cdot 10^{-7} \cdot 310 = 3.53 \cdot 10^{-5} \text{ г/дм}^3$$

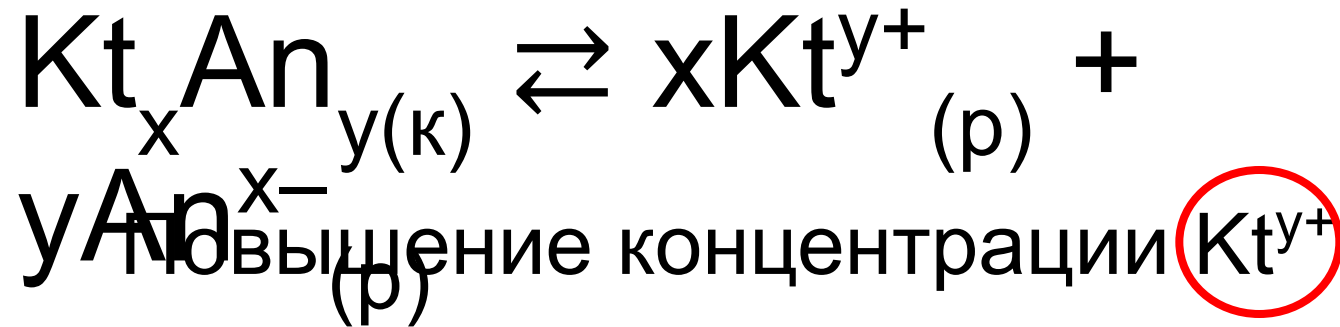
или  $3.53 \cdot 10^{-6}$  г на 100 г растворителя

# Способы смещения равновесия растворимости

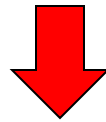
1. Повышение температуры –  $S \uparrow$
2. Добавление одноименного иона –  $S \downarrow$
3. Добавление реагента, участвующего в конкурирующем равновесии с катионом или анионом –  $S \uparrow$
4. Добавление электролита, не имеющего общих ионов – обычно  $S$  немного  $\uparrow$  (солевой эффект).

**Причина:** количество ионов  $\uparrow \Rightarrow$  взаимодействие между ними  $\uparrow \Rightarrow$  активность ионов  $\downarrow$

# Влияние одноименных ионов



$$K_s = [Kt^{y+}]^x [An^{x-}]^y = \text{const}$$

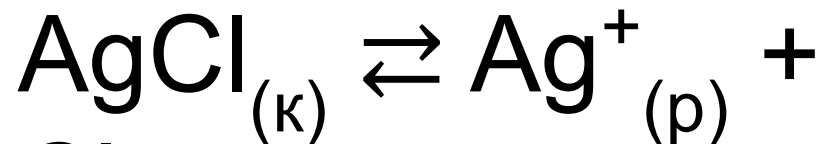


Автоматически снижается концентрация  $An^{x-}$ !  
(произведение должно остаться постоянным)

# Расчет растворимости по $K_s$

б) В растворе с **одноименным** ионом:

Рассчитаем  $S_{AgCl}$  в **0,01М** растворе **NaCl**



$$Cl^-_{(р)} \quad [Ag^+] = x, [Cl^-] = 0,01 + x$$

$$K_s = [Ag^+][Cl^-] = x(0,01 + x) = 1,56 \cdot 10^{-10}$$

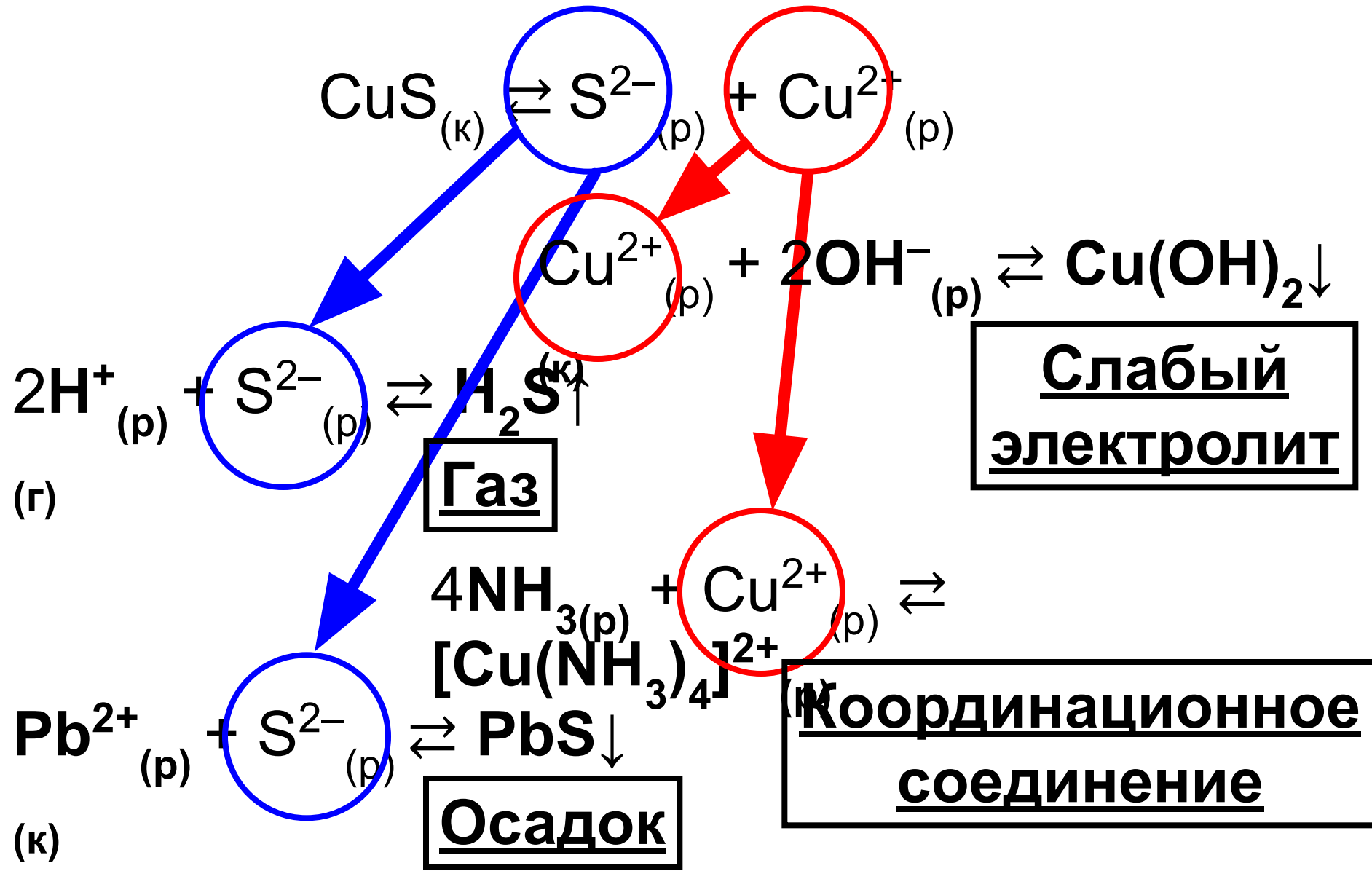
Поскольку  $x \ll 0,01$ , то:

$$K_s \approx 0,01x \Rightarrow x = 1,56 \cdot 10^{-8} \text{ моль/дм}^3$$

А в чистой воде?  $1,25 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3$

**Растворимость уменьшилась в 800 раз!**

# Что такое «конкурирующее равновесие»?



## **Ионообменные реакции.**

*Реакции в растворах электролитов, при которых не происходит изменения зарядов ионов, входящих в соединения, называются ионообменными реакциями.*

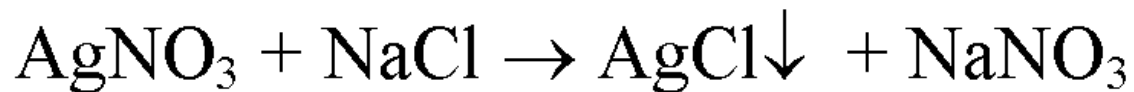
Правило Бертолле: *равновесие в ионообменных реакциях смещается в сторону образования наименее диссоциированных соединений.*

В соответствии с этим направление реакций ионного обмена определяется следующим эмпирическим правилом: *ионные реакции протекают в сторону образования осадков, газов, слабых электролитов, комплексных ионов.*

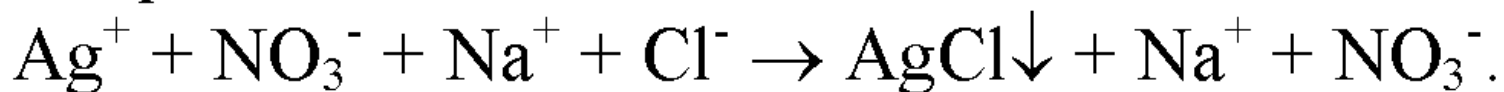


При написании уравнений ионных реакций сильные электролиты пишут в диссоциированном виде, слабые – в недиссоциированном.

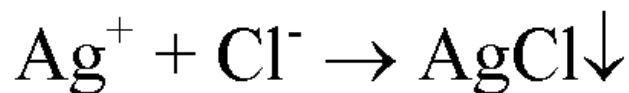
Образование осадков:



В растворе:

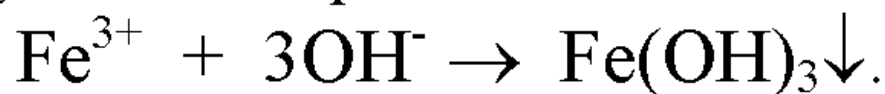


Исключим ионы, которые не взаимодействуют, тогда уравнение имеет вид:

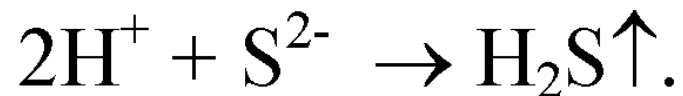
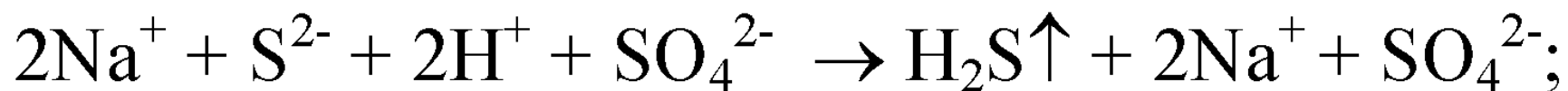
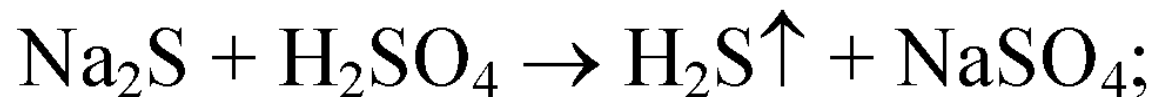


Уравнения такого вида называются ионными.

Ионное уравнение получения гидроксида железа запишется следующим образом:

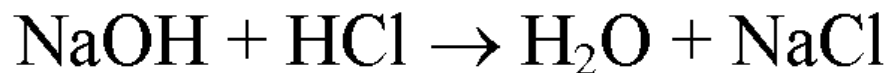


Образование газов:

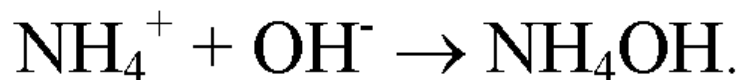


## Образование слабых электролитов:

Образование воды. Реакция, протекающая с образованием воды при взаимодействии ионов водорода (точнее, ионов гидроксония) и гидроксид – ионов, называется реакцией нейтрализации.



## Образование слабого основания.



## Образование слабой кислоты.

