

Лысенко А. В., Тихомирова Е. С. ст. гр. ВР-14-д

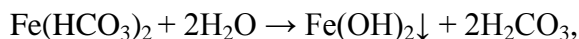
Коляда В. П., доц. к. х. н. - научный руководитель

О ПРИМЕНЕНИИ ГИДРОКСИДА ЖЕЛЕЗА (III) ДЛЯ ОЧИСТКИ ВОДЫ*Запорожская государственная инженерная академия, кафедра ВВ*

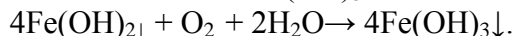
Известно, железо всегда присутствует в подземных и поверхностных водах и может находиться в них в растворимой, коллоидной и нерастворимой формах. Присутствие железа ухудшает физические и химические показатели качества воды, поэтому избыток железа необходимо удалять, доводя содержание до минимального допустимого значения - 0,3 мг/л ($5 \cdot 10^{-6}$ моль/л).

С помощью диаграммы Пурбе показано, что существование форм соединений железа зависит от окислительно-восстановительного потенциала воды (E_h , В) и активной реакции среды (рН). Так, соединения Fe^{2+} устойчивы в отсутствие окислителя и в восстановительной среде при E_h от - 0 до - 0,55В и $pH > 7$ они могут находиться в виде растворимого $Fe(HCO_3)_2$ и нерастворимых $FeCO_3$, FeS , $Fe(OH)_2$ и др.. Соединения Fe^{3+} , напротив, устойчивы даже в сильно кислой окислительной среде и могут существовать в виде растворимых средних, нерастворимых основных солей и $Fe(OH)_3$ при $E_h \geq 0,7В$ и $pH < 7$.

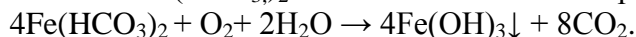
Приведены реакции образования малорастворимых гидроксидов $Fe(OH)_2$ и $Fe(OH)_3$, показано, что в подземных водах, в отсутствие кислорода в восстановительной среде проходит только обменный процесс гидролиза соли $Fe(HCO_3)_2$, сопровождающийся образованием $Fe(OH)_2$:



который, оказавшись в окислительной среде, в присутствии растворенного в воде кислорода или другого окислителя мгновенно окисляется до $Fe(OH)_3$:



В присутствии окислителя параллельно могут протекать реакции гидролиза и окисления. Например, гидролиз и окисление $Fe(HCO_3)_2$ также заканчивается образованием $Fe(OH)_3$:



Для сравнения эффективности действия гидроксидов $Fe(OH)_2$ и $Fe(OH)_3$ приведены их константы - величины произведений растворимости (ПР) которые соответственно равны $4,8 \cdot 10^{-16}$ и $3,8 \cdot 10^{-38}$ и указывают на то, что $Fe(OH)_3$ значительно менее растворим, чем $Fe(OH)_2$, поэтому его применение для более полного удаления железа более актуально.

Исходя из ПР рассчитаны значения рН начала и конца осаждения гидроксидов железа (II) и (III) и определены значения окислительно-восстановительных потенциалов воды для предельно-допустимой концентрации ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} - 0,3мг/л ($5 \cdot 10^{-6}$ моль/л).

| Формула гидроксида | ПР | $pH_{но}$ | $pH_{ко}$ | $E_h, В$ |
|--------------------|----------------------|-----------|-----------|----------|
| $Fe(OH)_2$ | $4,8 \cdot 10^{-16}$ | 8,97 | 9,34 | -0,60 |
| $Fe(OH)_3$ | $3,8 \cdot 10^{-38}$ | 2,28 | 3,19 | + 0,77 |

Таким образом, можно заключить:

1. Лучшим коагулянтом для удаления избытка железа и других посторонних примесей из воды является гидроксид трёхвалентного железа - $Fe(OH)_3$.
2. Удаление примесей из воды гидроксидом железа (III) лучше проводить в нейтральной среде в присутствии какого либо окислителя, например кислорода.