

## 석회석을 이용한 지하수 철분 산화

심상준 · 강창덕 · 이지훤 · 조영상

한국과학기술연구원 청정기술연구센터

(1999년 8월 12일 접수, 1999년 9월 27일 채택)

## Iron Oxidation using Limestone in Groundwater

Sang Jun Sim · Chang Duk Kang · Ji Hwon Lee · Young Sang Cho

*Clean Technology Research Center, Korea Institute of Science and Technology*

### ABSTRACT

The removal of ferrous iron (Fe(II)) in groundwater is generally achieved by simple aeration or the addition of oxidizing agent. Aeration followed by solid-liquid separation is the most commonly used as physico-chemical treatment method for iron removal. In general aeration has been shown to be very efficient in insolubilizing ferrous iron at the pH level greater than 6.5. In this study pH was maintained over 6.5 using limestone granules under constant aeration to oxidize ferrous iron. In batch experiments, oxidation rate of ferrous iron was investigated under different conditions including limestone granule size, initial concentration of the ferrous iron, pH, temperature and ionic strength in groundwater. The pH in groundwater was presumed as the most important factor determining oxidation rate of ferrous iron. According as the size of the limestone granules decreased, the pH of the iron contaminated water increased quickly and oxidation of the ferrous iron was achieved immediately too. The oxidation rate of the ferrous iron was found to be proportion to initial concentration of the iron contaminated water, temperature and ionic strength, respectively.

## 요 약 문

지하수 내의 철분 제거를 위해 일반적으로 포기법과 화학적 산화제를 이용한 산화법이 이용된다. 특히 오염수 포기에 이온 고-액 여과 분리 공정은 가장 널리 이용되는 물리 화학적 처리법이다. 이 방법은 주로 pH 6.5 이상의 경우 산화 제1철의 불용화에 매우 효과적인 것으로 알려져 있다. 본 연구에서는 석회석을 일정한 포기 하에 오염수와 접촉시켜 pH를 6.5 이상으로 유지하였다. 회분식 실험에서 석회석 입도 크기, 초기 철분 농도, pH, 온도 및 이온 세기 등에 의한 산화 제1철의 산화속도 변화를 고찰하였다. 석회석의 입도가 감소할수록 pH의 증가가 두드러지며 철분 산화 또한 급격히 증가함을 알 수 있었다. 산화 제1철의 산화속도는 초기 철분 농도, 온도 및 이온세기에 비례하는 것으로 나타났다.

주제어 : 철분, 석회석, 포기

## 1. 서 론

철분은 지구상에서 네 번째로 풍부한 지표의 원소이다. 지하수 중에 철분의 존재는 지하수를 음용수로 사용하는데 맛, 냄새, 색깔 등의 여러 가지 심미적인 거부감을 유발한다.<sup>1,2)</sup>

우리 나라의 경우, 철분 오염지하수의 분포는 거의 전국적인 오염 실태를 보이고 있다. 철분의 경우는 오염원이 인위적인 요인보다는 자연적인 경우가 많고, 따라서 처리된 수자원의 이용 가능성이 높다는 점에서 신기술의 개발이 중요하다. 특히 폐광산이 산재한 강원도 지역과 경북, 충청, 경기도 일대의 지하수나 침출수의 철분 오염수 발생 빈도가 높고 더구나 마땅한 국내 기술의 개발없이 외국산 여과나 이온 교환수지 등의 사용이 대부분이어서 국내 신기술의 개발이 시급히 요구되는 실정이다.

철분은 산화 제1철(Fe(II))과 산화 제2철(Fe(III)), 두 가지 형태로 나타나는데, 산화 제2철의 수산화물은 자연수의 pH에서도 매우 낮은 용해도를 갖는다. 따라서 산화 조건에서 대부분의 철분은 수산화철(Fe(OH)<sub>3</sub>)형태로 침전하게 된다.<sup>3)</sup>

철분의 산화는 화학적 산화제의 첨가나 포기에 의해 일어날 수 있다. 철분의 화학적 산화제로 가장 강력한 산화제 중에 하나인 오존이 사용되는데, 철분 제거에 있어서 매우 효과적인 것으로 알려져 있다. 그러나 오존 사용을 위한 장치의 설치 및 운전, 유지 비용이 비싸다는 단점을 가지고 있어서 실제 공정에

서는 거의 사용되지 않고 있는 실정이다.

포기에 의한 철분의 산화는 pH 6.5 이상의 범위에서 매우 효과적이지만, 그 이하의 pH 범위에서는 매우 느리게 반응이 진행된다.<sup>4)</sup>

따라서, 본 연구에서는 철분의 산화효과를 높이기 위해 천연 광석 중의 하나인 석회석을 이용하여 pH를 상승시키고 동시에 포기를 수행함으로써 철분 오염수의 산화와 수산화 반응을 동시에 실시하였다. 석회석과 포기가 철분 산화에 어떤 복합효과를 나타내는지 알아보기 위해 석회석 입자 크기, 초기 철분 농도, 온도, 염 농도 등 여러 가지 조건에서 철분 산화 실험을 수행하였다. 각각의 실험조건에 대해 철분의 산화속도를 얻을 수 있었고, Stumm과 Lee<sup>5)</sup>가 제시한 철분 산화속도식을 이용하여 석회석 포기 조에서의 철분 산화속도식을 구할 수 있었다. 또 각각의 실험 조건에 대해 철분 산화속도 상수,  $k'$ 를 구하였다.

## 2. 재료 및 방법

실험에 사용된 석회석의 원석은 충북 단양에 소재한 대곡 광업소로부터 구입하였다. 구입한 석회석 원석을 적당한 크기로 부순 다음, 매쉬를 이용하여 크기별로 분류하여 실험에 이용하였다. 또 황산 제1철 (Junsei Chemical Co., 일본)을 물에 용해시켜서 농도별로 제조한 인공 철분 오염수를 모든 실험

험에 사용하였다.

철분 산화속도에 대해 석회석 입자 크기, 초기 철분 농도, pH, 반응 온도, 그리고 염소 이온 세기의 영향을 각각 살펴보았다. 각 실험 결과는 세 번 반복하여 산술평균 하였다.

## 2.1. 석회석 입자 크기의 영향

석회석의 입자를 3.5~6, 7~10, 10~16 매쉬 크기로 선별한 다음, 선별된 각각의 석회석을 50 g 씩 250 ml 플라스크에 40 mg/l 의 철분 오염수 100 ml와 함께 넣었다. 교반기 (Vision Scientific Co, 한국)에 플라스크를 넣고 내부 온도를 15 °C로 유지시키면서 200 rpm의 속도로 플라스크를 교반하였다. 교반 시작 직후, 2분 후, 5분 후에 각각 시료를 채취하여 시간에 따른 철분 농도의 변화를 살펴보았다.

## 2.2. 초기 철분 오염 농도에 따른 산화속도의 변화

초기 철분의 농도를 각각 8, 40, 100, 200, 500, 그리고 1100 mg/l 로 달리하여 원수를 준비하고, 원수와 반응기의 온도를 15 °C로 유지시켰다. 3.5~6 매쉬 크기의 석회석 1100 g을 반응부피(working volume) 2 l인 원통형 반응기에 준비된 철분 오염수와 함께 넣고, 공기를 50 l/min의 속도로 상향식으로 반응기 하단에서 공급하면서 시간에 따른 철분 농도의 변화를 살펴보았다.

## 2.3. 온도의 영향

3.5~6 매쉬 크기의 석회석 1100 g을 반응부피(working volume) 2 l인 원통형 반응기에 초기농도가 40 mg/l인 철분 오염수와 함께 넣고 여기에 공기를 50 l/min의 속도로 연속적으로 공급시켜 주었다. 이때 원수와 반응기의 온도를 10 °C에서 25 °C까지 5 °C 간격으로 상승시켜 각각의 온도 조건에서 시간에 따른 철분의 농도를 측정하였다.

## 2.4. 이온세기의 영향

초기농도 40 mg/l의 철분 오염수와 3.5~6 매쉬

크기의 석회석 1100 g을 함께 넣은 반응부피(working volume) 2 l인 원통형 반응기에 염화나트륨 용액을 첨가하였다. 철분 오염수에 첨가되는 염소 이온의 농도를 0, 0.001, 0.01, 0.5 M로 변화시켜 가면서 염소 이온의 농도에 따른 철분 산화 영향을 살펴보았다. 이때 공기를 50 l/min의 속도로 원통형 반응기에 상향식으로 불어 넣어주었고, 시간에 따른 철분의 농도를 측정하였다.

## 2.5. 분석방법

인공 철분 오염수 및 처리수 내에 용존되어 있는 산화 제1철의 분석은 Standard Methods의 Phenanthroline 법<sup>6)</sup>을 따랐으며 흡광도의 측정을 위해 U-2000 Spectrophotometer (HITACHI, 일본)를 사용하였다. 또 M250 pH Meter (CORNING, 미국)를 사용하여 채취된 모든 시료의 pH를 측정하였다.

# 3. 결과 및 고찰

## 3.1. 철분 산화속도에 대한 석회석 입자 크기의 영향

철분 산화에 대한 석회석 입자 크기의 영향을 살펴보기 위해 석회석 입자를 3.5~6, 7~10, 10~16 매쉬 크기로 선별한 다음, 각각의 석회석에 대해 40 mg/l의 철분 오염수에서 철분 산화 실험을 수행하였다. 3.5~6 매쉬 크기의 석회석 입자와 비교하여 7~10, 10~16 매쉬인 경우에 산화속도가 상당히 빨라지지만, 7~10 매쉬와 10~16 매쉬 크기의 석회석 입자들 사이에는 산화속도 차이가 크지 않음을 알 수 있었다 (Fig. 1).

Stumm과 Lee가 제시한 철분의 산화속도식은 다음과 같다.<sup>5)</sup>

$$-\frac{d[Fe(II)]}{dt} = k [Fe(II)][OH^-]^2 \cdot P_{O_2} \quad (1)$$

식 (1)에서  $[Fe(II)]$ 는 원수 중에 용존되어 있는 산화 제1철의 농도이고,  $k$ 는 반응속도 상수,  $P_{O_2}$ 는

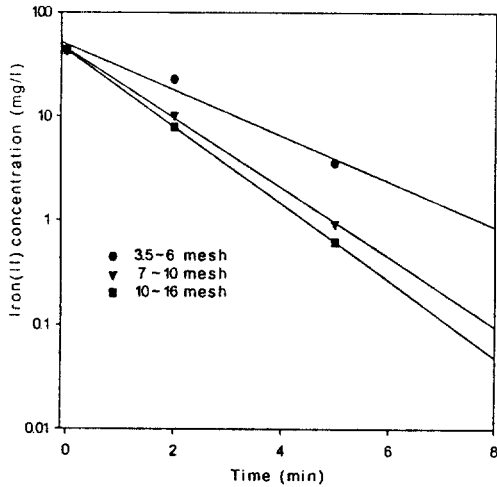


Fig. 1. Effect of limestone granule size on the iron oxidation rate. (Limestone : 50 g, Temperature : 15°C, Shaking speed : 200 rpm)

원수 중에 포함된 산소의 분압이다. 또, pH가 6.5 이상일 때 철분의 산화는 매우 빠른 속도로 이루어 지므로, 그 이상의 pH에서는  $[OH^-]$ 가 변화함에 따라 철분의 산화속도가 민감하게 변하지 않고 거의 일정하다. 따라서 식(1)에서  $P_{O_2}$ 가 충분한 공기 공급에 의해 포화되어 일정하다면 새로운 상수  $k'$ 를 다음과 같이 정의할 수 있다.

$$k' = k [OH^-]^2 \cdot P_{O_2} \quad (2)$$

상수  $k'$ 를 식 (1)에 적용시켜 다시 정리하면,

$$-\frac{d[Fe(II)]}{dt} = k' [Fe(II)] \quad (3)$$

와 같이 나타낼 수 있다.

실험을 통해 구한  $k'$ ( $min^{-1}$ )의 값을 살펴보면 석회석 크기가 3.5~6 매쉬의 크기에서  $0.22 min^{-1}$ 이었으나, 7~10 매쉬와 10~16 매쉬 크기의 경우  $k'$ 의 값은 각각  $0.333 min^{-1}$ ,  $0.368 min^{-1}$ 으로 증가함을 알 수 있었다 (Table 1). 석회석 입자의 크기가 작을수록 같은 질량에 대해 석회석 입자와 철분 오염수의 접촉 표면적이 증가하므로 석회석에 의한  $[OH^-]$  농도가 높게 나타나게 된다. pH의 최종

Table 1. The iron oxidation rate constants under the different sizes of the limestone granules

Limestone granule size (mesh)	Iron oxidation rate constant, $k'$ ( $min^{-1}$ )	Coefficient of determinant	Final pH
3.5~6	0.220	0.994	6.3
7~10	0.333	0.999	6.9
10~16	0.368	0.999	7.3

변화는 3.5~6 매쉬의 크기에서 6.3이었으나, 7~10 매쉬와 10~16 매쉬 크기의 경우 각각 6.9와 7.3을 나타내었다. 따라서 식(2)에서  $[OH^-]$ 가 높아지면  $k'$ 의 값이 증가하고, 이와 같은 원인으로 석회석 입자의 크기가 작을수록 철분의 산화속도가 빨라지는 것으로 사료된다.

### 3.2. 석회석 탑에서의 초기 철분 오염 농도에 따른 철분 산화속도의 변화

원수의 초기 철분 농도에 따른 철분 산화속도의 변화를 살펴보기 위해 석회석 양과 공기 주입량은 일정하게 하고 원수의 초기 철분 농도를 8, 40, 100, 200, 500, 1100 mg/l로 변화시켜 가며 실험을 수행하였다. 원수의 초기 철분 농도에 따라 철분이 제거되는 데 소요되는 시간에는 차이가 있으나 최종적으로는 충분한 산화로 인해 철분이 완전히 제거됨을 알 수 있었다 (Fig. 2). Fig. 2의 결과를 식으로 정리하여 보면 초기 철분의 농도가 40 mg/l 이하일 경우,

$$\ln[Fe(II)] = -k' \cdot t + C \quad (4)$$

$$-\frac{d[Fe(II)]}{dt} = k'[Fe(II)] \quad (5)$$

로 나타낼 수 있다. 여기서, 실험을 통해 얻은 철분 산화속도 상수  $k'$ ( $min^{-1}$ )의 값은 초기 철분 농도가 8 mg/l일 때  $0.181 min^{-1}$ , 40 mg/l일 때  $0.143 min^{-1}$ 으로 나타났고, 초기 철분 농도가 높아질수록 철분 산화속도 상수  $k'$ 의 값이 작아짐을 알 수 있다 (Table 2).

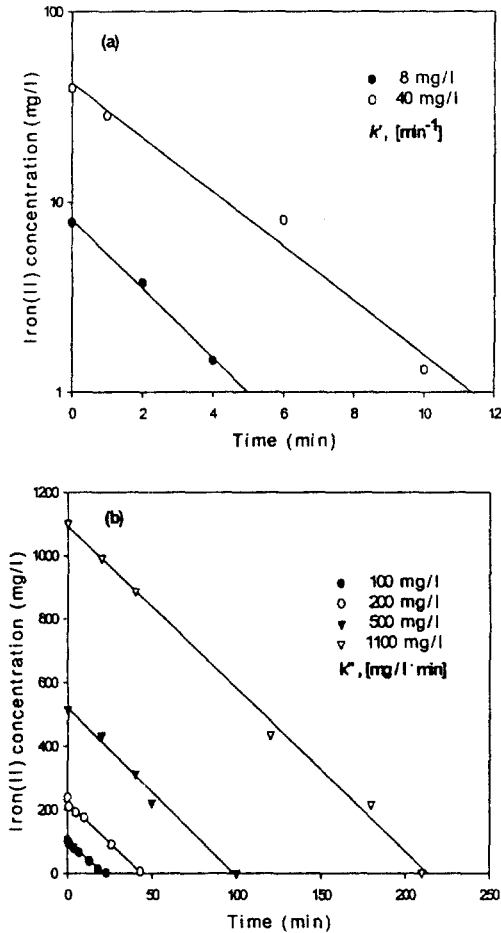


Fig. 2. Effect of initial iron concentration on the iron oxidation rate in the limestone aeration bed. (Limestone : 3.5 ~6 mesh size, 550 g/l, Air flow rate : 50 l/min)

또 초기 철분의 농도가 100 mg/l 이상일 경우, Fig. 2의 결과를 식으로 정리하여 보면,

$$Fe(II) = -k \cdot t + C \tag{6}$$

$$-\frac{d[Fe(II)]}{dt} = k \tag{7}$$

로 나타낼 수 있다. 위와 마찬가지로 실험 결과로부터 식 (7)에서의 속도 상수  $k$  [mg/l · min]의 값을 구하여 보면, 초기 철분 농도가 100 mg/l에서는 4.454 mg/l · min 이었고, 초기 농도가 증가하면서 200 mg/l에서는 5.082 mg/l · min, 500 mg/l일 때 5.280 mg/l · min이었다. 1100 mg/l에서  $k$ 의

Table 2. The iron oxidation rate constants under the different initial iron concentrations in limestone aeration bed

Initial iron concentration (mg/l)	Iron oxidation rate constant $k'$ , [min <sup>-1</sup> ]	Coefficient of determinant
8	0.181	0.995
40	0.143	0.981
Initial iron concentration (mg/l)	Iron oxidation rate constant $k''$ , [mg/l · min]	Coefficient of determinant
100	4.454	0.990
200	5.082	0.991
500	5.280	0.989
1100	5.119	0.996

값이 다소 감소하였지만 5.119 mg/l · min을 나타내서 초기 철분 농도가 200 mg/l 이상이 되면 일정 수준에서 산화속도가 유지된다고 볼 수 있다 (Table 2). 즉, 식 (1)에서 보면 철분의 산화는 산화 제1철의 농도에 대하여 1차 반응인 것을 알 수 있지만, 실제로 초기 철분 농도가 40 mg/l 이하에서는 산화 제1철의 농도에 대하여 1차 반응으로 나타났고 100 mg/l 이상일 경우에는 0차 반응으로 나타났다. 이와 같은 현상을 식(1)의 전개를 통해 확인해 볼 수 있다. 반응기내에 다량의 공기가 연속적으로 계속 공급되므로  $P_{O_2}$ 는 일정하다고 할 수 있으나, Fig. 3에 나타난 것과 같이 초기 철분 농도가 높을 때는 반응이 진행되면서 석회석에 의해 상승하여야 할 pH 값이 6.5 이하로 유지되다가 철분의 농도가 일정 수준으로 감소하였을 때 pH 값이 6.5 이상으로 상승하게 된다. 즉, 초기 철분 농도가 고농도일 경우에는 초기 철분 농도가 높을수록 석회석에 의한  $[OH^-]$ 가 낮게 나타난다. 따라서 식(1)에서  $[Fe(II)] \cdot [OH^-]^2$ 을 일정하다고 가정하면,

$$k' = k [Fe(II)][OH^-]^2 \cdot P_{O_2} \tag{8}$$

라고 새로운 상수  $k''$ 를 정의할 수 있고, 이 상수를 식(1)에 대입하여 정리하면 다음과 같다.

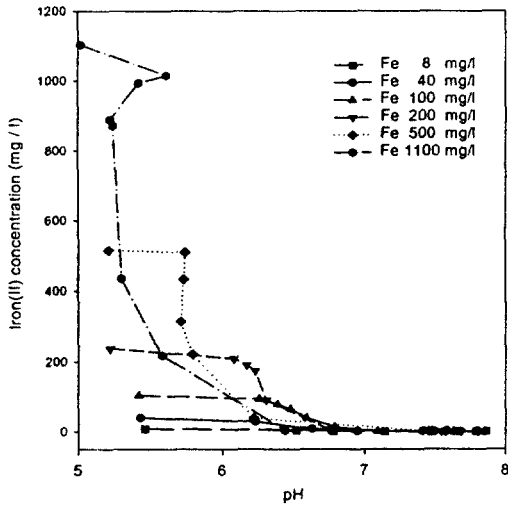


Fig. 3. Relations between initial iron concentration and pH of the treated water in limestone aeration bed.

$$-\frac{d[Fe(II)]}{dt} = k' \quad (9)$$

여기서, 철분 산화속도 상수  $k'$ 의 단위는  $mg/l \cdot min$ 이고, 식 (9)는 실험 결과를 통해 얻은 식(7)과 동일함을 알 수 있다. 따라서 고농도 철분의 산화 반응은 실험 결과에서 얻은 철분 산화속도식과 동일한 속도식임을, 다시 말해 초기 철분 농도와 무관한 0 차 반응임을 확인할 수 있다.

식(5)와 식(7)을 한 개의 식으로 동시에 표현하면 다음과 같은 식으로 나타낼 수 있다.

$$-\frac{d[Fe(II)]}{dt} = \frac{a[Fe(II)]}{b + [Fe(II)]} \quad (10)$$

여기서,

$$-\frac{d[Fe(II)]}{dt} : \text{철분 산화속도 (mg/l} \cdot \text{min)}$$

$$[Fe(II)] : \text{초기 철분 농도 (mg/l)}$$

$a$ 는 산화 제1철의 초기 농도에 대한 철분 산화속도의 최대 값을 의미하고 단위는  $mg/l \cdot min$ 이며,  $b$ 는 최대 철분 산화속도의 절반, 즉  $\frac{a}{2}$ 일 때의 산화제 1철의 초기 농도를 의미하고 단위는  $mg/l$ 이다.

식 (10)의 양변에 역수를 취해 전개해서  $\frac{1}{-\frac{d[Fe(II)]}{dt}}$ 와  $\frac{1}{[Fe(II)]}$ 의 함수로 그래프를

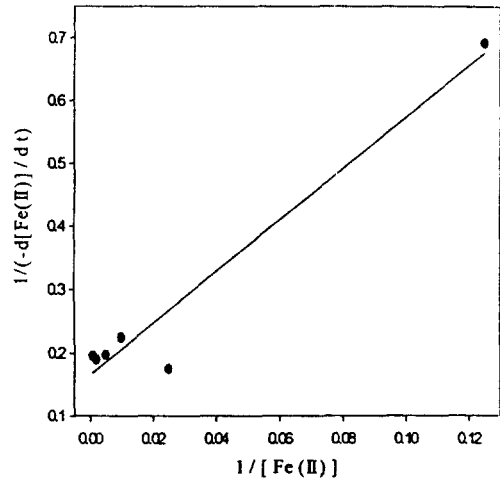


Fig. 4. Linear regression of  $1/Fe(II)$  and  $1/(-dFe(II)/dt)$ .

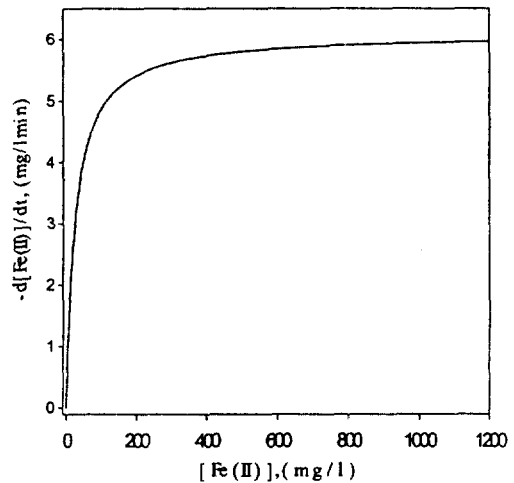


Fig. 5. Variation of the iron oxidation rate under different initial iron concentrations.

나타내면 Fig. 4와 같고, 이 그래프를 통해 직선의 기울기와  $y$  절편을 구할 수 있다. 구한 이 값들로부터 계산에 의해서  $a$ 와  $b$  값을 얻을 수 있는데, 얻어진  $a$  값과  $b$  값은 각각 6.087, 24.793이다. 식(10)에 이  $a$ 와  $b$ 값을 대입하여 다시 쓰면 아래와 같다.

$$-\frac{d[Fe(II)]}{dt} = \frac{6.087 [Fe(II)]}{24.793 + [Fe(II)]} \quad (11)$$

식(11)을 그래프로 나타내 보면 Fig. 5와 같고, 이

그래프를 통해서도 나타나듯이 철분의 초기 농도가 낮을 때는 초기 철분 농도가 증가하면서 산화속도도 그에 따라 급격히 증가하지만, 초기 철분 농도가 100 mg/l 이상이 되면 철분 산화속도의 증가가 완만해지면서 비교적 일정해짐을 확인할 수 있다.

### 3.3. 석회석 탑에서의 철분농도와 pH와의 관계

pH 값이 증가하게 되면 Fig. 3에서 나타나는 바와 같이 그에 따라 철분의 산화가 진행되어 처리수의 철분 농도가 낮아지는 것을 볼 수 있다. 초기의 철분 농도와는 크게 상관없이 대부분 pH 값이 6.5 이상이 되면 대부분의 산화 제1철이 매우 빠르게 산화되며 7.0 이상에서는 철분농도가 0 mg/l의 값을 갖게 되는 것을 알 수 있다. 일반적으로 pH가 6.5 이상일 때 철분의 산화가 매우 빠르게 진행된다고 알려져 있다<sup>4)</sup>. 즉, 철분에 오염된 지하수나 폐수를 처리하는데 있어서 오염수의 낮은 pH (pH 4~6)를 pH 6.5~7.0 이상이 되도록 pH를 얼마나 효과적으로 상승시켜주느냐 하는 것이 효율적인 처리의 관건이라 할 수 있겠다.

### 3.4. 석회석 탑에서의 온도의 변화에 따른 철분 산화속도의 변화

온도의 변화에 따른 석회석에 의한 철분오염수의 알칼리화와 철분의 산화속도에 미치는 영향을 살펴보기 위해 원수와 반응기의 온도를 10 °C에서 25 °C 까지 5 °C 간격으로 상승시켜 각각의 온도 조건에서 시간에 따른 철분의 농도를 측정하였고 그 결과를 Fig. 6에 나타내었다. 또 Table 3에 실험을 통하여 얻은 철분 산화속도 상수,  $k'$ 의 값을 정리하였다. 온도가 10 °C일 때는 철분 산화속도 상수  $k'$ 의 값은  $0.135 \text{ min}^{-1}$ 이었고 온도가 상승할수록 철분 산화속도 상수  $k'$ 의 값이 증가하여 25 °C에서는  $0.606 \text{ min}^{-1}$ 로 나타났으며, 이것은 10 °C일 때보다 철분의 산화속도가 약 4.5배 가량 빨라짐을 알 수 있다. 온도에 따른 pH 변화를 살펴보면 온도에 따른 철분의 산화 정도와 거의 유사한 경향을 나타냈으며, pH도 역시 온도에 민감하게 반응한다는 사실을 확인할

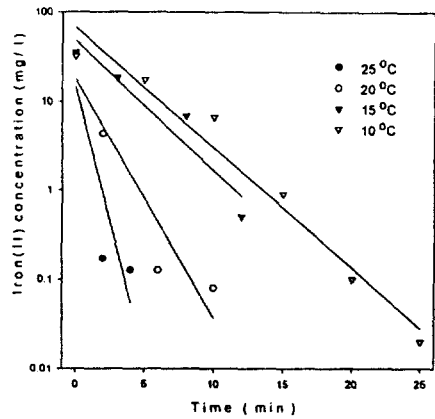


Fig. 6. Effect of temperature on iron oxidation rate in the limestone aeration bed. (Limestone : 3.5~6 mesh size, 550 g/l, Air flow rate : 50 l/min)

Table 3. The iron oxidation rate constants under the different temperatures in limestone aeration bed

Temperature (°C)	Iron oxidation rate constant $k'$ , ( $\text{min}^{-1}$ )	Coefficient of determinant
10	0.135	0.96
15	0.146	0.91
20	0.268	0.90
25	0.606	0.79

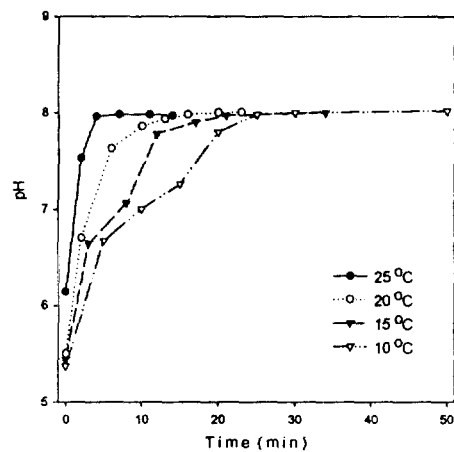


Fig. 7. pH profiles under different treatment temperatures. (Limestone : 3.5~6 mesh size, 550 g/l, Air flow rate : 50 l/min)

수 있었다 (Fig. 7). 즉, 온도가 상승함에 따라 pH 상승 속도가 증가하고, 이것으로 인해 철분의 산화 속도도 온도가 상승함에 따라 함께 증가하는 것으로 사료된다.

### 3.5. 석회석 탑을 이용한 철분 산화에 대한 이온세기의 영향

철분 산화속도에 대해 원수 중에 포함된 염소 이온 농도의 영향을 알아보기 위해 40 mg/l의 철분 오염 원수에 0, 0.001, 0.01, 0.5 M의 염소 이온을 각각 첨가하여 석회석과 포기에 의한 철분 산화 실험을 실시하였다. 염소 이온의 농도가 변화함에 따라 철분의 산화속도도 변화하는 것을 확인할 수 있었다. 0.001 M과 0.01 M의 염소 이온 첨가시에 철분의 산화속도가 염소 이온의 농도가 0 M일 때 보다 다소 감소하였다. 그러나 첨가되는 염소 이온의 농도를 0.5 M로 증가시키면 철분의 산화속도가 다시 빨라지는 것을 확인할 수 있었다 (Fig. 8, Table 4). 반응 초기에 pH 값을 살펴보면 시간에 따라 pH 값이 변하는 정도가 염소 이온의 농도에 따라 달라진다. pH 값이 5.3에서 시작하여 7.5까지 올라가는데 걸린 시간을 비교하여 보면 염소 이온의

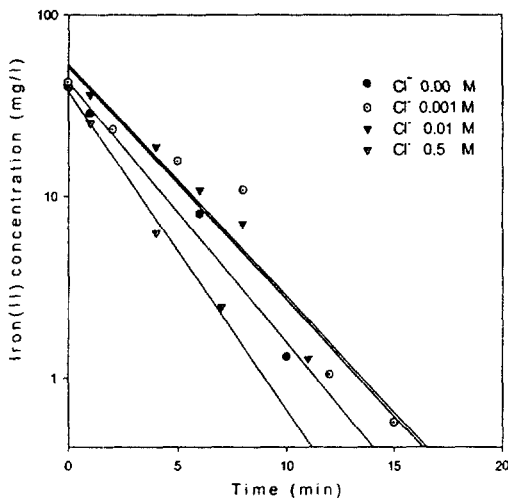


Fig. 8. Effect of ionic strength on iron oxidation rate in the limestone aeration bed. (Limestone : 3.5~6 mesh size, 550 g/l, Air flow rate : 50 l/min)

Table 4. The iron oxidation rate constants under the different concentrations of chloride in limestone aeration bed

Cl <sup>-</sup> concentration [mol/l]	Iron oxidation rate constant $k'$ [min <sup>-1</sup> ]	Coefficient of determinant
0.000	0.143	0.98
0.001	0.127	0.94
0.01	0.128	0.94
0.5	0.175	0.99

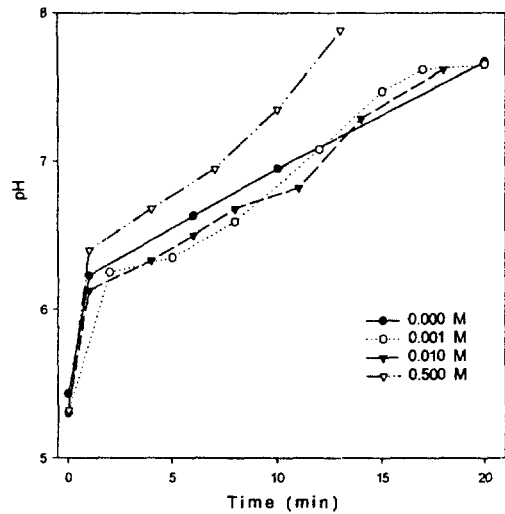


Fig. 9. pH profiles under different Cl<sup>-</sup> concentrations. (Limestone : 3.5~6 mesh size, 550 g/l, Air flow rate : 50 l/min).

농도가 0.001 M과 0.01 M일 때가 0 M일 때보다 시간이 오래 걸렸고 0.5 M일 때는 훨씬 단축되었다 (Fig. 9). 이와 같은 원인으로 염소 이온의 농도가 0.001 M과 0.01 M일 때에는 원수 중에 염소 이온을 첨가하지 않았을 때 보다 철분의 산화속도가 감소하고, 0.5 M의 염소 이온이 첨가되면 철분의 산화속도가 다시 증가하는 것으로 사료된다. 실제로 염소 이온의 농도가 0.25 M 이하에서는 철분의 산화속도가 감소하다가 이곳을 경계로 다시 증가하는 것으로 알려져 있다.<sup>7)</sup>



#### 4. 결 론

산화에 의한 철분 제거는 일반적으로 포기나 산화제의 첨가로 수행된다. 단순한 포기에 의한 철분 산화는 오염수의 pH가 6.5 이상인 조건에서 가장 효율적이므로, 본 연구에서는 석회석을 이용하여 pH를 6.5 이상으로 유지시키면서, 포기하는 방법으로 철분제거 실험을 수행하였다.

- 1) 철분 산화에 있어서 가장 중요한 인자는 오염수의 pH로 나타났고, 석회석 입자의 크기가 작을수록 pH가 빨리 상승하게 되어 철분 오염수의 산화 반응이 빨리 진행되었다.
- 2) 원수의 초기 철분 농도가 100 mg/l 이하의 경우, 철분 산화 반응은 철분의 산화속도가 초기 철분 농도에 비례하는 철분 농도에 대한 1차 반응으로 나타났고, 초기 철분 농도가 100 mg/l 이상에서는 철분 산화 반응이 초기 철분 농도에 무관한 0차 반응으로 나타났다.
- 3) 온도가 높을수록, 염소이온 농도가 높을수록 철분의 산화속도가 빠르게 나타났다.

철분에 오염된 지하수나 폐수의 처리를 위해 석회석탑을 이용한 연속 흐름 공정을 설계하는데 있어서, 본 연구에서 수행된 회분식 실험의 결과들이 기초 자료로 사용될 수 있을 것으로 기대된다.

#### 사 사

이 논문은 1999년도 과학기술부의 국가중점연구개발사업 "환경규범 대응 수자원 활용공정 개발" 사업의 연구비로 이루어졌으며 이에 감사드립니다.

#### 참 고 문 헌

1. Kontari, N., "Ground water, Iron and Manganese: an Unwelcome Trio," *Water/Eng. Mgmt.*, 25~26(1988).
2. Dimitrakos Michalakos, G., Martinez Nieva, J., Vayenas, D. V., and Lyberatos, G., "Removal of Iron from Potable water using a Trickling Filter," *Wat. Res.*, 31, 991~996(1997).
3. Robert, J., and Mriganka, M. G., "Effect of Buffer Intensity and Organic Matter on the Oxygenation of Ferrous Iron," *Water technology/Quality*, September, 590(1972).
4. Wayne, L., Keith, S., and O. Karl, K., "Iron and Manganese Removal from a Ground water Supply," *Public Works*, November, 57(1988).
5. W. Stumm, and G. F. Lee, "Oxygenation of Ferrous Iron," *Industrial and Engineering Chemistry*, 53, 143(1961).
6. Andrew, D. E., Lenore, S. C., and Arnold, E. G., *Standard Methods for the Examination of Water and Wastewater*, 19th Ed., APHA-AWWA-WEF, Washington, pp. 3-68~3-70(1995).
7. Windsor, S., and Eugene, J. F., "Some Considerations on Iron Removal," *Journal of Environmental Engineering*, 110(6), 1048~1059(1984).