

두 가지 염이 동시에 물에 녹을 때의 용해도

박종윤*

이화여자대학교 과학교육과

(접수 2009. 3. 13; 수정 2009. 7. 17; 게재확정 2009. 7. 17)

Solubility of a Salt Dissolved in Water in the Presence of Another Salt

Jong-Yoon Park*

Department of Science Education, Ewha Womans University, Seoul 120-750, Korea

(Received March 13, 2009; Revised July 17, 2009; Accepted July 17, 2009)

요 약. 본 연구에서는 한 가지 염으로 포화된 수용액에 다른 염을 녹이면 얼마나 녹을 것인가에 대한 초·중등 학생들과 교사들의 이해 정도가 낮은 이유를 알아보기 위하여 중등학교 교과서와 대학교 교재의 서술 내용을 조사하였다. 그 결과 중등학교 교과서와 대학교 일반화학 교재에서는 다른 염의 존재 여부와 상관없이 용해도는 일정함을 전제로 서술하고 있었으며, 대학교 물리화학 교재에서는 다른 염의 존재에 의해 용해도가 달라짐을 직접 언급하거나 이를 알 수 있는 내용이 서술되어 있었다. 그러나 물리화학을 이수한 사범대학 4학년 학생들을 대상으로 조사해본 결과 학생들의 대부분이 이러한 용해도 변화에 대한 설명을 하지 못하였다. 따라서 교사나 예비 교사들의 의문을 해소하기 위해 이온쌍 형성과 이온 세기 변화에 따른 용해도의 변화를 설명하고, 실제 실험 결과도 하나 제시하였다. 하지만 중등학교에서는 활동도 개념의 도입이 어려우므로 두 가지 염이 동시에 용해될 때의 용해도를 어떻게 가르칠지에 대한 논의가 필요한 것으로 생각된다.

주제어: 용해도, 용해도곱, 활동도 계수, 염 효과, 염용, 염석

ABSTRACT. In this study, the descriptions of salt solubility in the textbooks of secondary school and college were reviewed to figure out the reason of low understanding of elementary and secondary school students and teachers about the solubility of a salt in the presence of other ions. The ionic strength dependence of salt solubility was not introduced in the secondary school textbooks and general chemistry textbooks. It appeared in the physical chemistry textbooks as a direct or an indirect explanation. However, most of college senior students who had learned the physical chemistry could not relate the salt solubility with the ionic strength change. The factors might affect salt solubility, such as the ion pair formation and the activity coefficient change by ionic strength, were mentioned and an experimental result was also shown to resolve the questions that college students and teachers might have. Because these explanations are beyond the secondary school level, we need to develop an easier and better explanation suitable for the secondary school students.

Keywords: Solubility, Solubility Product, Activity Coefficient, Salt Effect, Salting-in, Salting-out

서 론

학교 과학교육의 중요한 목표 중의 하나는 학생들로 하여금 올바른 과학 개념을 습득하도록 하는 것이다. 지난 30여 년 간 진행된 학생들의 개

념학습 연구에 의하면 학생들은 교사가 가르치는 그대로 개념을 받아들이는 것이 아니라 각 학생 별로 나름대로의 개념을 구성해 나간다고 한다.¹ 따라서 동일한 시간과 장소에서 동일한 교사에 의해 수업을 받더라도 학생들은 개별적으로 서로

다른 개념을 가질 수 있으며, 때로는 과학적 개념과는 다른 오개념을 형성할 수도 있다.²

이와 같은 오개념을 형성하게 되는 원인은 여러 가지가 있을 수 있는데, 학생의 경험에 의해 얻어진 잘못된 선개념이 그 원인일 수도 있고, 교과서의 잘못된 서술이나 불충분한 서술, 또는 교사의 잘못된 설명 때문일 수도 있다.^{3,6} 학교 교육의 입장에서 보면 학생 개개인의 개별적인 경험을 일일이 통제하는 것은 어려운 일이지만 교과서나 교사의 오류를 최소화함으로써 학생들의 오개념 형성을 방지하도록 노력할 필요가 있다. 따라서 교과서의 내용을 오류 없이 명확하게 서술하고 교사들의 오개념을 바로 잡아주는 것은 학생들의 오개념 형성을 줄이기 위해 매우 중요한 일로 생각된다.

이러한 관점에서 그 동안 여러 가지 화학 개념들에 대해 학생들의 오개념 조사, 교과서의 서술 내용 분석, 교사들의 오개념 조사에 대한 연구들이 진행되어 왔다.^{3,7-9} 그런데 이와 같은 연구들에서 학생이나 교사들의 오개념을 밝혀내기는 했으나 이에 대한 올바른 과학적 개념에 의한 설명이 제시되지 않거나 또는 불충분하거나 부적절하게 제시된 경우들이 있다. 물론 이 연구들은 학생이나 교사들의 오개념을 밝히는데 목적이 있으므로 그 오개념에 상응하는 과학적 개념의 설명을 반드시 제시해야 할 필요는 없다. 그러나 과학적 개념 설명이 제시되지 않는 경우에는 교사들이 유발된 의문을 해소하지 못하여 불안하거나 수업에서 자신감을 잃을 수도 있고, 불충분하거나 부적절하게 제시된 경우에는 이로 인해 교사들의 오개념이 굳어지거나 또 다른 오개념을 유발할 수도 있을 것이다. 그러므로 오개념 연구에서는 상응하는 과학적 개념 설명을 제시하여 교사들로 하여금 의문을 해소하고 올바른 과학적 개념을 갖도록 하는 것이 바람직한 것으로 생각된다.

오개념 연구에서 학생들은 물론 교사들도 잘 모르는 내용에 대해 과학적 개념 설명이 제시되지 않았다면 그 이유는 아마도 교과서에서 그러한 설명을 쉽게 찾아내지 못하기 때문이 아닐까 생각된다. 교과서에서 과학적 개념 설명을 찾을 수 없다면 그 이유는 무엇일까? 여러 가지 경우를 생각해 볼 수 있겠지만 학생들의 인지 수준을 고

려하여 아직 해당 개념을 도입할 수 없는 경우가 있을 수 있고, 관련 해당 개념은 이미 도입되었지만 특정 상황에 적용하여 설명하지 않은 경우도 있을 수 있다. 전자의 경우에 대한 예로는 아직 고등학교 교육과정에 엔트로피 개념을 도입하지 않았기 때문에 용해의 원리를 엔탈피 변화(인력 개념)로만 설명하고 엔트로피 변화로 설명하지 못한 것을 들 수 있으며, 후자의 예로는 그 이후 대학에서 엔트로피 개념이 도입되지만 용해 현상에 이를 적용하여 설명한 것을 찾아보기 어려운 것을 들 수 있다.⁸ 즉, 대학 일반화학에서 용해는 엔트로피 개념 도입 이전에 다루기 때문에 엔트로피 개념 도입 이후에 다시 용해의 원리를 엔탈피와 엔트로피 개념을 이용하여 설명한 교재는 찾아보기 어렵다는 것이다. 물론 이후의 물리화학 교재에서도 용해의 원리를 엔탈피 변화와 엔트로피 변화를 모두 이용하여 다시 설명한 교재는 찾아보기 어렵다.

이와 같이 오개념 연구에서 학생들과 교사들도 잘 모르고 있지만 자세한 설명이 제시되지 않은 예의 하나가 용질이 두 가지일 경우의 용해도이다. 강대훈 등은 용해에 대한 일련의 연구에서 한 가지 염으로 포화된 용액에 다른 염을 녹이면 용해도가 얼마나 될 것인가의 질문에 대한 초·중·고 학생들과 교사들의 응답을 조사하였는데 대부분 올바른 대답을 하지 못하였음을 지적하였다.^{3,10-12} 연구자는 한 용질만 용해될 때와 다른 용질과 함께 용해될 때는 용해도가 달라짐을 올바른 대답으로 생각하고, 그 이유는 두 용질 간의 상호작용 때문이라고 간략하게 언급하였다. 물론 이것은 타당한 이유이며, 다른 이온들의 존재에 의해 염자들 간의 인력과 척력이 달라지기 때문에 용해도가 달라지게 된다. 그러나 이러한 현상을 그 동안 배운 과학 지식과 연결하여 설명하는 것은 쉽지 않은 일이며, 용해도가 달라진다면 용해도가 커질 것인지 작아질 것인지, 또 어느 정도의 변화가 있을 것인지를 정량적으로 예측하는 것은 더욱 어려운 것으로 생각된다. 그러므로 이 논문을 읽는 교사들은 두 용질이 함께 녹는 경우 용해도가 어떻게 변화할 것인가에 대한 의문점을 완전히 해소하지는 못할 것으로 생각된다.

따라서 본 연구에서는 두 가지 염이 함께 물에

녹을 때의 용해도와 관련하여 왜 이러한 의문을 가지게 되었는지, 또 이 의문에 대한 해답이 교과서에 설명되어 있는지 알아보기 위하여 중·고등학교 교과서와 대학 교재 내용을 조사해 보고자 한다. 그리고 예비 교사인 사범대학생들의 이해 정도를 알아보고, 이와 관련된 이론을 통하여 설명의 가능성과 설명의 한계에 대해 고찰해봄으로써 교사들의 의문점을 해소하는데 도움을 주고자 한다. 아울러 염화나트륨과 질산칼륨을 사용하여 한 염만 물에 녹을 때와 다른 염과 함께 녹을 때 용해도가 얼마나 달라지는지 실제 실험을 통해 알아보고자 한다.

연구 방법

교과서 분석

두 가지 염이 동시에 용해되는 경우에 대한 교과서의 설명을 알아보기 위해 중·고등학교 교과서와 대학교 일반화학 및 물리화학 교재의 서술 내용을 조사하였다.

중·고등학교 교육과정에서 이와 관련되는 내용은 중학교 과학2의 혼합물의 분리 단원 중 용해도 차를 이용한 분리 부분과 고등학교 화학II의 용액 단원 중 용해와 용해도 부분에서 나타난다. 그러므로 현행 제 7차 교육과정에서 사용하고 있는 중학교 과학2 교과서 8종과 고등학교 화학II 교과서 5종을 임의로 선정하여 해당 내용을 분석하였다. 분석의 관점은 다음의 세 가지로 설정하였다.

분석 관점 1. 두 가지 염이 동시에 용해되는 상황이 제시되는가?

분석 관점 2. 이 경우에 용해도에 대한 정량적인 계산을 요구하는가?

분석 관점 3. 한 가지 염만 용해될 때와 두 가지 염이 동시에 용해될 때 용해도에 차이가 있음을 제시하는가?

대학교 교재는 국내에서 쉽게 구할 수 있는 일반화학 교재 6종¹³⁻¹⁸과 물리화학 교재 6종¹⁹⁻²⁴을 임의로 선정하여 분석하였다. 일반화학 교재의 경우 대부분 용해도 평형에 대한 단원을 포함하고 있었는데, 거기서 용해도, 침전반응, 분별결정

등에 대한 설명이 있었다. 일반화학 교재의 분석 관점은 중·고등학교 교과서의 분석 관점 세 가지와 함께 네 번째로 활동도 개념을 도입하는가를 포함하였다. 한 염의 용해도가 다른 염의 존재에 의해 달라지는 것을 설명하려면 평형상수인 용해도곱 상수가 농도의 곱이 아닌 활동도의 곱이라는 것을 밝혀야 하기 때문이다. 활동도 개념의 도입 여부는 교재 끝의 index에서 검색하였다.

분석 관점 4. 활동도 개념을 도입하는가?

물리화학 교재의 경우에는 열역학 영역의 비이상 용액 부분에서 활동도와 활동도 계수를 도입하고, 이온 포함 수용액 부분에서 이온 세기에 따른 용해도 변화를 설명할 가능성이 있다. 따라서 이온 포함 수용액 부분에서 활동도와 활동도 계수에 대한 설명을 위주로 분석하였고, 또한 교재 끝의 index에서 salt effect, salting in, salting out 등의 용어 검색을 통해서도 내용을 확인하였다. 물리화학 교재의 분석 관점은 다음의 두 가지이다.

분석 관점 5. 이온 세기의 변화에 따라 평형농도가 달라질 수 있음을 설명하는가?

분석 관점 6. 염의 용해와 관련하여 염용(salting in)이나 염석(salting out)의 예를 직접적으로 설명하는가?

예비 교사들의 이해 조사

한 가지 염만 물에 녹을 때와 두 가지 염이 동시에 물에 녹을 때 각 염의 용해도에 차이가 있는지, 있다면 그 이유는 무엇인지에 대한 예비 교사들의 이해 정도를 알아보기 위하여 서울 지역 사범대학 화학교육 전공 4학년 학생 23명을 대상으로 지필 검사를 실시하였다. 4학년 학생들을 선택한 이유는 이들이 일반화학과 물리화학의 열역학 부분을 모두 이수한 학생들이기 때문이며, 검사는 1학기 중간에 실시하였다.

문항 내용은 다음과 같이 두 가지 용질의 용해도를 제시하고, 한 가지 용질로 포화된 용액에 두 번째 용질이 얼마나 녹을 것인가를 객관식으로 선택하도록 물어보고, 선택한 이유를 자세하게 서술하도록 하였다. 학생들의 응답 내용은 유형

별로 분류하여 정리하였다. 이를 위해 각 학생의 이유 서술 응답을 요약하여 기록한 다음, 그 중 핵심적인 내용이 동일한 응답을 같은 유형으로 묶어서 분류하였다.

[물음]

20 °C에서 NaCl의 용해도는 36.0 g/물 100 g이고, KNO₃의 용해도는 31.6 g/물 100 g이다. 20 °C의 물 100 g에 NaCl 36.0 g을 녹여 NaCl로 포화된 용액을 만들었다. 이 용액에 KNO₃를 넣으면 KNO₃ 몇 g이 녹겠는가?

- ① 31.6 g ② 0 g ③ 31.6g보다 적게
④ 31.6g보다 많이 ⑤ 알 수 없다

그렇게 생각한 이유를 상세하게 서술하시오.

용해도 실험

예비 교사들의 이해 조사에 사용된 사례에 대해 실제 실험을 통해 다른 염의 존재에 의해 용해도가 얼마나 변화하는지 알아보려고 하였다. 염화나트륨과 질산칼륨에 대해 각각 한 가지 단 물에 녹을 때의 용해도를 측정하고, 또한 다른 염으로 포화된 용액에 대한 용해도를 각각 측정하여 그 결과를 비교하였다.

용해도 측정을 위해 250 mL 삼각 플라스크에 물 100 g을 넣은 후 25 °C의 항온조에 넣고 자력 교반기를 장치하였다. 여기에 전자저울로 원하는 질량만큼 측정된 염을 넣고, 물의 증발을 막기 위해 삼각 플라스크의 입구를 parafilm으로 봉한 다음 자력 교반기를 작동하여 용해시키고자 하였다. 처음에는 용해도보다 1~2 g 정도 적은 양의 염을 넣고 완전히 녹으면, 0.2 g 정도씩 계속 추가 해가면서 용해도를 알아내고자 하였다. 그런데 이렇게 하면 한 번의 실험으로 용해도를 결정할 수 있으나, 용해도 근처에서는 염을 녹이는데 시간이 많이 걸리므로 어느 정도의 시간 동안 녹지 않으면 안 녹는 것으로 간주해야 하는지 판단하기가 어려웠다. 그래서 방법을 바꾸어 삼각 플라스크에 원하는 질량의 물과 염을 넣고 입구를 봉한 후 항온조의 온도를 60 °C 정도로 높여 완전히 녹은 것을 확인한 다음 25 °C의 항온조에 넣고 방치하여 결정이 석출되는가를 확인하였다. 이 때

평형 도달 여부를 확실히 하기 위해 이들 정도 방치하였다.

실험에 사용한 염화나트륨과 질산칼륨은 Duksan Pure Chemical 사의 extra pure 급이고, 항온조는 NESLAB 모델 RTE-211을 사용하였다.

연구 결과 및 고찰

교과서 분석 결과

중학교 과학2: 중학교 과학2 교과서 8종에 대해 혼합물의 분리 단원에서 분별결정에 대한 부분을 조사해 본 결과는 다음과 같다.

교과서 8종 중에서 7종은 분별결정에 대한 설명을 하였으며, 이를 위해 사용한 두 가지 용질은 염화나트륨과 질산칼륨(교학사(강), 금성, 동화사, 블랙박스) 또는 염화나트륨과 붕산(교학사(정), 대일, 지학사)이었다. 염화나트륨은 온도에 따른 용해도 변화가 작기 때문에 선택한 것이고, 질산칼륨이나 붕산은 온도에 따른 용해도 변화가 크기 때문에 선택한 것이다. 나머지 1종(디딤돌)은 흙먼지와 황산구리 혼합물에서 황산구리의 재결정에 대한 설명만 하고 분별결정에 대한 설명은 하지 않았다. 따라서 8종 교과서 중 7종 교과서에서 두 가지 염이 동시에 용해되는 상황이 제시된 것으로 나타났다(분석 관점 1).

두 가지 염이 동시에 용해되는 상황을 제시한 7종 교과서 중에서 용해도에 대한 정량적인 계산을 요구한 교과서는 4종(교학사(정), 금성, 대일, 블랙박스)으로 나타났다(분석 관점 2). 블랙박스 교과서의 경우 탐구(자료해석)로 제시한 내용은 다음과 같다.

[활동]

염화나트륨 20 g이 질산칼륨 110 g에 불순물로 섞여 있다. 깨끗한 질산칼륨을 얻기 위하여 물 100 g에 혼합물을 넣고 가열하여 모두 녹였다. 염화나트륨과 질산칼륨의 온도 변화에 따른 용해도 곡선은 오른쪽 그림과 같다(두 가지 염에 대한 용해도 곡선 제시).

[정리]

- (1) 가열한 혼합 용액을 서서히 냉각시킬 때 결정이 생기기 시작하는 온도는 몇 °C인가?

- (2) 이 혼합 물질을 분리할 때 이용되는 원리는 무엇인가?
 (3) 60°C의 혼합 용액을 10°C로 냉각시킬 때 석출되는 물질과 질량은 얼마인가?

위 내용의 정리 (1)과 (3)에 대한 대답을 하기 위해서는 그 조건에서의 용해도 값을 알아야 한다. 그러나 주어진 용해도 곡선이 각각 혼자 녹을 때의 용해도를 나타내는지, 아니면 이 혼합 조건에서의 용해도를 나타내는지 주어지지 않았기 때문에 엄밀하게 말하면 그 조건에서의 용해도 값을 알 수 없게 된다. 아마도 중학교 2학년 과정에서는 혼자 녹을 때나 다른 염과 함께 녹을 때나 그 염의 용해도는 변하지 않는다고 생각하고 이러한 물음을 제시한 것으로 생각된다.

이와 비교하여 정량적인 계산을 요구하지 않는 교과서 중 한 교과서(지학사)의 내용은 다음과 같다.

[탐구] 염화나트륨과 붕산의 혼합물 분리하기
 다음은 염화나트륨과 붕산의 용해도 곡선이다
 (두 물질의 용해도 곡선 제시).

- 염화나트륨과 붕산 중 온도에 따른 용해도 차이가 큰 것은 어느 것인가?
- 같은 양의 염화나트륨과 붕산이 섞인 혼합물을 더운 물에 모두 녹인 다음 냉각시킬 때 석출되는 것은 무엇인지 용해도 곡선을 이용하여 설명해보자.

이 경우에도 용해도 곡선을 이용해야 대답을 할 수 있지만 정량적인 수치보다는 상대적인 크기를 따지는 것이기 때문에 그 조건에서 용해도가 얼마인지 정확하게 알아야 할 필요는 없다.

마지막으로, 한 가지 염만 용해될 때와 두 가지 염이 동시에 용해될 때 용해도에 차이가 있음을 제시한 교과서는 없었다(분석 관점 3).

따라서 중학교 2학년에서는 두 가지 염이 동시에 용해되는 상황이 대부분의 교과서에서 제시되고 있으나, 이 경우 용해도에 대한 정량적인 계산을 요구하는 교과서는 절반 정도로 나타났다. 그러나 두 가지 염이 동시에 용해될 때 용해도에 차이가 있음을 언급한 교과서는 하나도 없었으므로 한 가지 염의 용해도는 다른 염의 용해 유무에 상

관없이 동일함을 전제로 하고 있음을 알 수 있다.

고등학교 화학II: 고등학교 화학II 교과서를 분석한 결과 용해도와 분별결정에 대한 설명은 중학교 과학2 교과서와 별로 다르지 않았으며, 분별결정에 대해서는 오히려 더 소홀히 다루고 있는 것으로 드러났다. 분석한 화학II 교과서 5종 중에서 3종(금성, 청문각, 천재교육)은 재결정만 설명하고 분별결정에 대해서는 설명하지 않았다. 나머지 2종(대한, 중앙교육)에서는 염화나트륨과 질산칼륨을 사용하여 분별결정에 대한 설명을 하였는데(분석 관점 1), 모두 정량적인 계산을 요구하였다(분석 관점 2). 물론 여기서도 중학교 과학 2와 마찬가지로 한 염의 용해도는 다른 염이 이미 용해되어 있으면 달라진다는 설명은 어느 곳에도 없었다(분석 관점 3). 그러므로 고등학교 과정까지도 두 가지 염이 동시에 용해될 때 용해도가 달라질 수 있음을 전제로 하지 않았음을 알 수 있다. 그러나 강대훈 등^{3,10-12}의 연구에서 이러한 문제가 언급되었다는 것은 교사들이 이러한 상황에 대해 의문을 느끼고 있는 것으로 판단된다.

대학교 일반화학: 대학교 일반화학 교재의 경우에는 6종 교재의 내용이 대동소이하였다. 두 가지 염 용액을 혼합하면 침전이 생길 것인지 예측하게 하는 물음들이 있고, 공통 이온 효과와 분별결정에 대한 설명들이 제시되어 있다(분석 관점 1). 두 가지 염 용액의 혼합에서 침전 생성 확인을 위해 용해도곱 상수(K_{sp})와 반응 지수(Q)의 크기를 정량적으로 비교하게 되는데(분석 관점 2), 두 가지 값 모두 몰 농도를 사용하여 비교하는 것만 제시하였으며 활동도 수치를 제시한 교과서는 없었다(분석 관점 4). 따라서 다른 염의 존재에 의해 용해도가 변하지 않음을 전제로 하고 있음을 알 수 있다(분석 관점 3).

분석관점 4에 대한 내용을 조금 더 부연하면, 분석한 일반화학 교재 6종은 모두 활동도 개념을 정식으로 도입하지는 않았다. 그러나 일부 교재에서 활동도나 활동도 계수의 용어를 제시한 경우는 있었다. Ebbing 등의 교재¹⁵는 이온 용액의 총괄성에서 판트 호프 계수 i 의 실험치와 이론치가 일치하지 않는 데 대한 설명으로 활동도 용어만 사용하였다. 그리고 Masterton과 Hurley 교재¹⁶의 경우에는 기체 평형에서 평형상수를 반응물과

생성물의 부분 압력의 비로 표현하였지만 실제로는 활동도의 비로 나타내어야 한다고 언급하였다. 여기서도 활동도를 구성 성분의 부분 압력을 표준 압력으로 나누는 것이라고만 소개하여 활동도의 개념을 제대로 도입한 것은 아니며 단지 평형상수의 단위가 없음을 설명하기 위한 것이었다. Atkins와 Jones 교재¹³의 경우에는 화학 평형에서 평형상수를 활동도로 나타내는 것을 제시하긴 했으나 여기서도 활동도의 개념을 정식으로 도입하지는 않았다. 활동도와 몰 농도 사이의 관계식은 제시하지 않았으며, 농도가 낮을 때는 활동도와 몰 농도의 수치가 거의 같음을 언급하였다. 용해침전 부분에서도 용해도곱 상수를 처음에는 활동도로 나타내었으나 난용성 염의 경우에는 몰 농도를 사용할 수 있다고 언급한 후 그 이후에는 모두 몰 농도만 제시하였다. Oxtoby 등의 교재¹⁷의 경우는 화학 평형에서 평형상수를 활동도로 나타내었고, 활동도와 몰 농도 사이의 관계식도 제시하여 활동도 계수도 소개하였다. 그러나 용해침전 평형에서는 난용성 염만 다룬다는 전제 하에 모두 몰 농도만 사용하였다. 따라서 위의 세 교재^{13,16,17}에서는 평형상수를 활동도로 나타내기는 했으나 실제 용해도 계산에서는 모두 몰 농도만 사용하여 활동도 개념을 정식으로 도입하지는 않았다. 그러므로 일반화학 교재에서도 한 가지 염의 용해도에 다른 염이 미치는 영향을 설명할 수 있는 이론적 배경이 제시되지 않음을 알 수 있다.

대학교 물리화학: 대학교 물리화학 교재를 분석한 결과 6종 모두 이온을 포함하는 전해질 수용액 부분에서 활동도 계수를 이온 세기로부터 계산하는 식들을 제시하면서 이온의 농도가 높지 않더라도 활동도 계수가 1로부터 많이 벗어날 수 있음을 설명하였다. 따라서 평형상수를 농도 비 대신 활동도의 비로 나타내어야 함을 명시하였다(분석 관점 5). 그리고 물리화학 교재 6종 중에서 3종²²⁻²⁴은 염 효과(salt effect)를 본문에서 직접 설명하였고, 1종¹⁹은 연습문제에서 염 효과를 언급하였다(분석 관점 6).

그러므로 염 효과를 직접 언급한 교재로 배운 학생들은 두 가지 염이 동시에 용해될 때는 한 가지 염만 용해될 때와 비교해서 이온 세기가 달라지므로 활동도 계수가 달라지고 따라서 용해도가

달라짐을 쉽게 알 수 있을 것으로 생각된다. 반면, 염 효과를 직접 언급하지 않는 교재로 배운 경우에는 학생 스스로 자신이 알고 있는 개념으로부터 몇 단계의 사고를 통해야만 염 효과를 설명할 수 있을 것으로 생각된다. 즉, 다른 염의 존재에 의해 달라지는 것이 무엇인가로부터 이온 세기가 달라짐을 알 수 있어야 하고, 이온 세기가 달라지면 활동도 계수가 달라지고, 활동도 계수가 달라지면 용해도곱 상수는 활동도의 곱이므로 평형 농도가 달라지게 된다는 사고 과정을 거쳐야 한다. 이러한 일련의 사고를 거치는 과정은 쉽지 않으며, 특히 다른 염의 존재에 의해 용액의 이온 세기가 달라진다는 첫 번째 발상을 하는 것이 가장 중요한 관건일 것으로 생각된다. 2008년 조사에 의하면 전국 사범대학 화학교육과에서 물리화학 교재로 대부분 Atkins와 de Paula의 교재¹⁹를 사용하고 있는 것으로 나타났는데,²⁵ 이 교재는 염 효과를 교재 본문에서 직접 설명하고 있지 않으므로 이에 대한 사범대학생들의 이해도가 낮을 것으로 예상된다.

예비 교사의 이해 조사 결과

두 용질이 동시에 용해될 때의 용해도에 대한 사범대학 4학년 학생들의 이해 정도를 알아보기 위하여 지필 검사를 실시하고 학생들의 응답을 분석하였다. 이 학생들이 배운 일반화학 교재는 Oxtoby 등의 교재¹⁷이며, 물리화학 교재는 Atkins와 de Paula¹⁹가 저술한 것으로 교재의 본문에는 염 효과에 대한 설명이 없다.

물 100 g에 NaCl을 녹여 포화시킨 다음 KNO₃을 녹이면 몇 g이나 녹일 수 있는지 물어본 질문에 대한 객관식 응답과 이유 서술 응답의 분포를 Table 1에 제시하였다.

객관식 응답 분포를 보면 전체 23명 중에서 절반 정도인 12명(52%)의 학생들은 KNO₃의 용해도인 31.6 g보다 적게 녹는다는 ③번을 택하였고, 7명(30%)의 학생들은 31.6 g만큼 녹는다는 ①번을 택하였다. 답지 ②번인 KNO₃이 전혀 녹지 않을 거라고 예측한 학생은 한 명도 없었다. 강대훈 등¹¹이 중등학교 교사 45명을 대상으로 유사한 질문을 하였을 때 67%의 교사들이 답지 ①번에 해당하는 응답을 한 것과는 차이가 있다.

Table 1. Distribution of students' responses on the question of two salts solubility

Reason	Multiple choice					frequency(%)	
	①	②	③	④	⑤	NR	total
a. no influence each other	6						6 (26.1)
b. shortage of water molecules to hydrate			4		1		5 (21.7)
c. many holes are occupied by other salt			2				2 (8.7)
d. saturated already			2				2 (8.7)
e. others			4	2			6 (26.1)
f. no response	1					1	2 (8.7)
total	7 (30.4)	0 (0)	12 (52.2)	2 (8.7)	1 (4.3)	1 (4.3)	23 (100)

① 31.6 g ② 0 g ③ less than 31.6 g ④ more than 31.6 g ⑤ don't know NR: no response

답지를 선택한 이유에 대해서는 다양한 응답들이 나왔는데 유형별로 살펴보면 다음과 같다.

유형 a는 6명(26%)으로 모두 답지 ①번 31.6 g이 녹는다고 선택한 학생들의 응답인데, 용해된 이온이 서로 다르면 공통 이온 효과가 없으므로 서로의 용해도에 영향을 미치지 않는다고 그 이유를 설명하였다. 이러한 설명은 일반화학 정도의 수준으로 볼 수 있다.

유형 b, c, d로 응답한 학생들은 1명만 제외하고 모두 답지 ③번 31.6 g보다 적게 녹는다고 선택한 학생들이다. 이들은 모두 NaCl으로 포화되어 있다 하더라도 KNO_3 이 어느 정도는 더 녹아들어갈 수 있지만 혼자 녹을 때의 용해도보다는 적게 녹을 것이라고 생각하였다. 그 이유로 유형 b는 5명(22%)으로 KNO_3 이 많이 녹아들어가게 되면 용질들을 용매화시킬 수 있는 물 분자의 수가 부족하게 되기 때문이라고 하였고, 유형 c는 2명(9%)으로 용질이 끼어들 수 있는 공간이 더 이상 없기 때문이라고 하였다. 유형 d는 2명(9%)으로 별다른 이유 없이 단순히 NaCl으로 포화되어 있기 때문이라고 응답한 경우이다. 학생들은 이온 농도의 변화에 따라 입자들 간의 정전기적인 인력, 척력의 변화보다는 용매화에 입각하여 용매 분자가 부족하거나 용질 분자가 들어갈 자리가 부족하다는 단순한 생각을 하고 있음을 알 수 있다. 유형 b

로 응답한 학생 중 1명은 답지 ⑤번 알 수 없음을 선택한 학생인데, 다른 학생들과 유사한 생각을 하였지만 용매화를 위해 필요한 물 분자의 양이 얼마나 되는지 알 수 없기 때문에 답지 ⑤번을 선택한 경우이다. 즉, 용매의 양은 일정한데 용질 입자가 계속 증가하면 어떤 순간부터 용질 입자를 용매화할 수 있는 물 분자가 부족하게 되므로 더 이상 녹을 수 없게 되는데, 그 순간이 KNO_3 의 용해도만큼 녹기 이전인지 그 이후인지를 알 수 없다고 하였다.

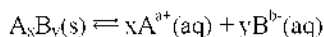
답지 ④번 31.6 g보다 많이 녹는다고 선택한 학생 중 한 명은 이온의 용해에 의한 이온 분위기를 언급하면서 새로 녹아들어가는 이온을 더 안정화시키기 때문에 자신의 용해도보다 더 많이 녹을 수 있다고 설명하였고, 다른 한 명은 이미 녹아 있는 이온들과 결합하여 녹아 있을 수 있다고 하여 이온쌍 형성 개념을 바탕으로 설명하였다. 따라서 이 두 학생들이 완전하지는 않지만 가장 과학적 개념에 근접한 응답을 한 것으로 볼 수 있다.

결과적으로 본 연구의 대상 학생들 중 이온 세기, 활동도, 활동도 계수 등을 이용하여 물리화학 수준으로 응답한 학생은 한 명도 없는 것으로 나타났다. 이 학생들이 배운 물리화학 교재는 본문에 염 효과에 대한 직접적인 설명이 없으므로 학생들이 스스로 배운 개념들을 연상하여 그 상황

에 적용시켜야만 했다. 그러나 앞서 교과서 분석 결과에서 언급하였듯이 어떤 현상을 설명하기 위해 여러 가지 개념을 종합적으로 적용하는 것이 쉽지 않음을 알 수 있다.

염의 용해도에 영향을 미치는 요인

염의 용해도와 용해도곱 상수: 염의 용해도는 포화 용액이 될 때까지 녹아들어난 염의 양으로 나타낸다. 중등학교에서는 용매 100 g 당 녹아들어난 용질의 g 수로 용해도를 나타내지만(몰랄 농도와 유사한 개념), 대학교 일반화학에서는 주로 몰 농도로 용해도를 나타낸다. 대부분의 일반화학 교재에서는 묽은 용액의 경우에 용해도곱 상수(K_{sp})와 용해도(S)의 관계식을 제시하고, 용해도곱 상수로부터 용해도를 계산할 수 있음을 보여준다. 예를 들어, 염 $A_xB_y(s)$ 의 경우 용해도곱 상수와 용해도의 관계식은 다음과 같다.

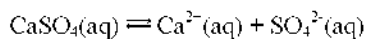


$$K_{sp} = [xS]^x[yS]^y$$

그러나 열역학 값으로부터 얻은 용해도곱 상수를 이용하여 이와 같이 용해도를 계산하였을 때 그 값이 실제 실험적으로 측정된 용해도의 값과 일치하지 않는 경우가 많다.^{26,28} (예를 들면, 25 °C에서 $CaSO_4 \cdot 2H_2O(s)$ 의 물에 대한 용해도를 계산한 값은 $5.1 \times 10^{-3} M$ 인데 비해 실제 실험치는 $1.6 \times 10^{-2} M$ 로 3배 정도 크다.²⁹) 그 이유는 여러 가지가 있을 수 있는데, 용해된 이온들의 이온쌍 형성, 이온의 가수분해, 착이온 형성, 그리고 이온 세기에 따른 활동도 계수의 변화 등을 들 수 있다.^{26,27} 즉, 위에서 제시한 용해침전 평형 외에 다른 평형이 존재하거나, 용해도가 아주 낮은 염이 아니면 활동도와 몰 농도를 동일하다고 간주할 수 없기 때문이다. 공통 이온 효과나 이온들의 가수분해, 착이온 형성 등과 같은 다른 평형이 존재하는 경우는 대부분의 일반화학 교재에서 그 예를 다루고 있으므로 여기서는 다른 평형은 없다고 간주하고 이온쌍 형성 평형과 이온 세기에 따른 활동도 계수의 변화에 대해서만 논의하고자 한다.

이온쌍 형성: 염이 용해되어 이온들을 생성하게

되면 서로 다른 전하를 가진 이온들이 가까이 접근하였을 때 이온들 간의 정전기적인 인력에 의해 서로 끌어당기게 된다. 이러한 정전기적인 인력이 이온들의 운동 에너지에 의해 서로 벗어나려는 힘보다 크면 두 이온이 서로 붙어 함께 용매화되어 안정한 이온쌍을 형성할 수 있게 된다. 이온들 간의 정전기적인 인력의 크기는 이온의 전하수와 이온 간의 거리에 의존한다($F = q_1q_2/4\pi\epsilon_0r^2$). 따라서 이온쌍의 안정도는 이온의 전하수와 이온의 크기에 의존한다. Bjerrum은 전하수 z_1, z_2 를 가진 이온들이 25 °C 수용액에서 안정한 이온쌍을 만들려면 $3.5 |z_1z_2| \text{ \AA}$ 이내의 거리로 접근해야 한다고 했다.²⁶ 대부분의 수화된 무기 이온들의 반지름은 2~6 Å이므로 1가 이온들끼리는 3.5 Å 이내로 접근하기 어려워 안정한 이온쌍을 형성하기가 쉽지 않지만, 2가 이온들끼리는 안정한 이온쌍을 만들 수 있는 거리인 14 Å 이내로 쉽게 접근할 수 있다. 따라서 NaCl과 같은 1:1 전해질의 경우에는 이온쌍 형성이 거의 없다고 생각해도 되지만, 2:2 전해질인 $CaSO_4$ 의 경우에는 포화 용액에서 용해된 이온들의 약 1/3이 이온쌍으로 존재한다고 한다.²⁶

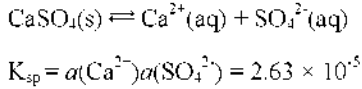


$$K_d = \alpha(Ca^{2+})\alpha(SO_4^{2-})/\alpha(CaSO_4(aq)) = 5.25 \times 10^{-3}$$

여기서 $\alpha(Ca^{2+})$ 는 Ca^{2+} 의 활동도를 나타낸다. 그리고 $CaSO_4(aq)$ 는 Ca^{2+} 과 SO_4^{2-} 이 함께 용매 우리(solvent cage) 속에 들어 있는 이온쌍을 의미하며 고체 결정인 $CaSO_4(s)$ 과는 구별된다. 이와 같이 이온쌍을 형성하게 되면 그만큼 추가로 고체 염이 용해되므로 용해도가 증가하게 된다. 이온쌍의 해리 평형상수에 해당하는 K_d 값은 이온의 전하수에 크게 의존하는데, 1가와 2가 이온쌍인 경우는 약 0.2, 2가와 2가 이온쌍인 경우는 약 5×10^{-3} , 2가와 3가 이온쌍인 경우는 약 3×10^{-4} 의 값을 가진다고 한다.²⁶ 이 K_d 값은 작을수록 이온쌍을 많이 형성하므로 용해도 증가가 커진다.

이온 세기에 따른 활동도 계수 변화: 물리화학을 배운 학생들은 모두 열역학적 평형상수는 농도의 비로 나타내는 것이 아니라 활동도의 비

로 나타내어야 함을 알고 있을 것이다. 따라서 $\text{CaSO}_4(\text{s})$ 의 용해침전 평형에 대한 용해도곱 상수는 다음과 같이 농도의 곱이 아닌 활동도의 곱으로 나타내어야 한다.



활동도는 각 용질이 처한 환경이 다르기 때문에 입자들 간의 인력 척력이 다를 수 고려해준 유효 농도라고 생각할 수 있다. 활동도(a)와 몰 농도(c)의 관계는 활동도 계수(γ)를 사용하여 나타낼 수 있다. 관계식은 $a = \gamma c / c^\circ$ 인데, 여기서 c° 는 표준 상태의 몰 농도인 1M이다. 따라서 활동도는 단위가 없으므로 활동도 계수도 단위가 없음을 알 수 있다. 위의 용해도곱 상수를 몰 농도로 나타내면 $K_{\text{sp}} = a(\text{Ca}^{2+})a(\text{SO}_4^{2-}) = \gamma_+[\text{Ca}^{2+}] \gamma_-[\text{SO}_4^{2-}] / c^{\circ 2}$ 와 같다. 여기서 γ_+ 와 γ_- 는 각각 칼슘 이온과 황산 이온의 활동도 계수이다. K_{sp} 는 온도에만 의존하므로 온도가 일정하면 상수가 되고, 따라서 포화 용액에서 두 이온의 활동도의 곱은 일정하다. 그러나 포화 용액에서 두 이온의 몰 농도(염의 용해도)는 활동도 계수에 따라 달라진다. 즉, 용해도 $S = [\text{Ca}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = (K_{\text{sp}} / \gamma_+ \gamma_-)^{1/2} c^\circ$ 가 되어 활동도 계수가 1보다 작으면 용해도는 $(K_{\text{sp}})^{1/2} c^\circ$ 보다 커지고, 활동도 계수가 1보다 크면 용해도는 $(K_{\text{sp}})^{1/2} c^\circ$ 보다 작아진다. 그러므로 활동도 계수를 알면 용해도를 계산할 수 있고, 반대로 용해도를 알면 활동도 계수를 계산할 수 있다.

활동도 계수는 앞서 언급한 바와 같이 입자들 간의 상호작용(정전기적 인력, 척력)이 입자의 종류나 조건에 따라 다르기 때문에 생기는 비이상성을 나타내는 것이므로 수용액의 경우에는 용질의 종류와 농도, 용액의 조성, 용액의 온도 등에 따라 달라진다. 따라서 모든 조건에서 활동도 계수를 실험적으로 측정하는 것도 어렵고, 또 이론적으로 계산하는 것도 쉽지 않다.

포화 용액의 조건에서 실험적으로 활동도 계수를 구하려면 그 조건에서 각 이온들의 몰 농도를 측정하고 열역학적 평형상수(용해도곱 상수)를 알 수 있으면 된다. 예를 들어 CaSO_4 용해의 경우

$\gamma_+ \gamma_- = K_{\text{sp}} c^{\circ 2} / [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$ 이다. 그러나 이 때에도 두 이온의 활동도 계수의 곱만 알 수 있고 각각의 활동도 계수를 구할 수는 없다. 그러므로 평균 활동도 계수(γ_\pm)를 도입하게 된다. $\gamma_\pm^2 = \gamma_+ \gamma_- = K_{\text{sp}} c^{\circ 2} / [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$. 따라서 포화 용액에서 두 이온들의 농도를 측정하고 용해도곱 상수를 알면 이 식으로부터 평균 활동도 계수 γ_\pm 를 구할 수 있다. CaSO_4 의 경우에는 25 °C에서 포화 용액의 평균 활동도 계수가 0.53으로 나타나 활동도 계수를 고려하지 않았을 때보다 용해도가 약 2배 정도 커짐을 알 수 있다.²⁹

평균 활동도 계수를 이론적으로 계산하는 식은 모든 물리화학 교재에 Debye-Hückel 법칙으로 주어져 있는데 이온 세기(I)의 함수로 나타나 있다.

Debye-Hückel 극한법칙: $\log \gamma_\pm = -A |z_+ z_-| I^{1/2}$

Debye-Hückel 법칙: $\log \gamma_\pm = -A |z_+ z_-| I^{1/2} / (1 + B I^{1/2})$

확장된 Debye-Hückel 법칙: $\log \gamma_\pm = -A |z_+ z_-| \{ I^{1/2} / (1 + B I^{1/2}) - C I \}$

여기서 A, B, C는 상수인데, B와 C는 보통 실험적으로 결정한다. Debye-Hückel 극한법칙은 이온 세기가 아주 낮을 때만 잘 맞으며, 이온 세기가 높아지면 Debye-Hückel 법칙이나 확장된 Debye-Hückel 법칙 또는 이보다 더 복잡한 식^{30,31}을 사용해야 한다.

Debye-Hückel 극한법칙이나 Debye-Hückel 법칙의 경우에는 $\log \gamma_\pm$ 값이 언제나 음이 되므로 활동도 계수 값이 항상 1보다 작음을 알 수 있다. 그러나 확장된 Debye-Hückel 법칙의 경우에는 CI항 때문에 이온 세기가 커지면 $\log \gamma_\pm$ 값이 양의 값을 가질 수 있으므로 활동도 계수가 1보다 커질 수 있음을 알 수 있다.

따라서 하나의 염이 물에 녹을 경우에도 아주 용해도가 낮은 난용성 염이 아니라면 포화 용액의 활동도 계수가 1보다 작을 수도 있고, 1보다 클 수도 있으므로 활동도 계수를 1로 보고 계산한 용해도보다 실제 용해도가 클 수도 있고 작을 수도 있다. 가용성 염인 NaCl과 KNO_3 의 경우 25 °C에서 몰랄 농도(이 경우 이온 세기와 동일)에 따른 평균 활동도 계수의 변화를 Fig. 1에 나타내었다.³² 두 염 모두 1:1 전해질이지만 이온 세기가 높아지면

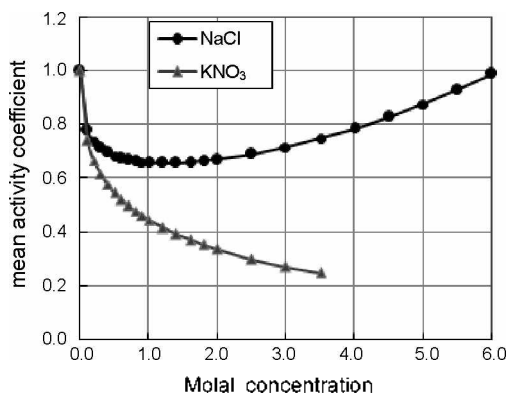


Fig. 1. Variation of mean activity coefficients of two salts by the molal concentration at 25 °C.

서로 다른 양상을 보임을 알 수 있다. NaCl의 경우는 이온 세기가 증가함에 따라 활동도 계수가 1보다 작아지다가 다시 증가하여 포화 농도(5.42 M 또는 6.15 mol kg^{-1})³² 부근에서는 1보다 조금 큰 값을 가지는데 비해 KNO₃의 경우는 포화 농도(3.26 M 또는 3.79 mol kg^{-1})³² 부근에서도 활동도 계수가 0.25보다 작아지며 계속 감소하는 양상을 나타내고 있다. 따라서 NaCl의 경우는 실제 용해도가 활동도 계수를 1로 보고 계산한 결과와 유사하게 나타나는 데, KNO₃의 경우는 실제 용해도가 활동도 계수를 1로 보고 계산한 결과보다 약 4배 정도 크게 나타남을 알 수 있다. 즉, 이온의 농도가 높을 때는 입자들 간의 인력, 척력이 이온의 종류에 크게 의존함을 보여준다.

두 가지 염이 동시에 용해될 때의 용해도: 만약 용액 속에 다른 염(공통 이온을 포함하지 않은)이 이미 녹아 있다면 용액의 환경이 이 다른 염의 존재에 의해서 달라지게 되므로 새로 녹아들어가는 염의 용해도는 그 염이 순수한 물에 녹을 때와 달라질 수 있다. 이와 같이 다른 염의 존재에 의해 한 염의 용해도가 달라지는 것을 염 효과(salt effect)라고 한다. 한 염의 용해도가 다른 염의 존재에 의해 혼자 녹을 때보다 증가하게 되면 이를 염용 효과(salting-in effect)라고 하고, 반대로 다른 염의 존재에 의해 한 염의 용해도가 감소하게 되는 것을 염석 효과(salting-out effect)라고 한다.

앞서 예비 교사들의 이해 조사에 사용한 문항을 생각해보자. NaCl으로 이미 포화되어 있는 수

용액에 KNO₃이 녹아들어간다면 순수한 물에 녹을 때와는 용액의 환경이 다르므로 용해도가 달라지게 될 것이다. 실험적으로는 두 염으로 동시에 포화된 용액을 만들어 각 염이 녹아들어간 양으로부터 두 염의 용해도를 결정할 수 있을 것이다. 두 염의 용해도를 이론적으로 계산해보려면 두 염으로 포화된 용액에서 각 이온들의 활동도 계수를 알아야 하는데, 여러 이온들 사이의 상호작용을 고려해야 하므로 이론적으로 이를 계산하는 것이 그렇게 쉬운 일은 아니다. 활동도 계수는 이러한 입자들 사이의 상호작용이 서로 다르기 때문에 실제 용액의 거동이 이상 용액이나 이상적으로 묽은 용액의 거동으로부터 벗어나는 정도를 나타내기 위해 도입한 것으로 이론적인 계산은 Debye-Hückel 극한법칙이 성립할 수 있는 묽은 용액 농도 범위에서나 가능하다. 용해도가 큰 염의 포화 용액 경우는 확장된 Debye-Hückel 법칙을 사용해야 하는데, 여기에 포함된 상수인 B, C는 실험을 통해 결정해야 하는 것들이다. 따라서 NaCl 포화용액에 녹을 수 있는 KNO₃ 양은 혼자 녹을 때의 용해도보다 클 수도 있고 작을 수도 있는데, 이를 순전히 이론적으로만 예측하는 것은 불가능한 것으로 생각된다.

또한 이 경우에 NaCl(s)과 KNO₃(s)의 용해침전 평형뿐만 아니라 KCl(s)과 NaNO₃(s)의 용해침전 평형도 함께 고려해야 한다. 이와 같은 논의는 너무 복잡하므로^{30,33} 여기서는 더 이상 거론하지 않기로 한다.

용해도 실험 결과

두 가지 염이 동시에 용해될 경우 용해도의 예측이 쉽지 않음을 앞에서 살펴보았다. 따라서 실제 실험을 통하여 용해도를 직접 측정해봄으로써 한 용질의 존재가 다른 용질의 용해도에 어떠한 영향을 미치는지 알아보려고 하였다. 실험 결과를 정리한 Table 2를 보면 물 100 g에 NaCl만 높은 온도에서 완전히 녹인 후 25 °C에서 이를 정도 방치했을 때 35.9 g까지는 결정이 석출되지 않았고, 36.1 g 이상은 결정이 석출되었다. 따라서 25 °C에서 NaCl의 용해도는 35.9~36.1 g 사이인 것을 알 수 있다. 이를 몰랄 농도로 환산하면 $6.14 \sim 6.18 \text{ mol kg}^{-1}$ 이다. 문헌치³²가 6.15 mol kg^{-1} 이므로 본

Table 2. Results of solubility experiments using 100 g of water at 25 °C

mass of NaCl(g)	mass of KNO ₃ (g)	soluble
35.9	—	○
36.1	—	×
—	38.2	○
—	38.4	×
35.9	43.0	○
35.9	43.5	×
38.9	38.0	○
39.4	38.0	×

실험 결과는 믿을만한 것으로 생각된다. KNO₃의 경우에도 혼자 녹을 때의 용해도가 38.2~38.4 g 사이이고, 이는 3.78~3.80 mol kg⁻¹ 사이인데, 문헌치³²는 3.79 mol kg⁻¹으로 믿을만한 값이다.

다음으로 물 100 g에 NaCl 35.9 g과 KNO₃ 43.0 g을 동시에 녹인 후 25 °C에 방치했을 때는 결정이 석출되지 않았고, KNO₃를 43.5 g으로 했을 때는 결정이 석출되었다. 따라서 KNO₃는 혼자 물에 녹을 때는 38.2~38.4 g이 녹지만 NaCl로 포화된 물에는 43.0~43.5 g이 녹아 4.6~5.3 g이 더 녹음을 알 수 있다. 이를 몰랄 농도로 환산하면 약 0.5 mol kg⁻¹으로 혼자 녹을 때보다 13% 정도 더 녹는 것이 된다. 또한 KNO₃를 38.0 g으로 고정시킨 경우 NaCl은 38.9~39.4 g이 녹아 NaCl 혼자 녹을 때보다 2.8~3.5 g 또는 0.5~0.6 mol kg⁻¹이 더 녹아 약 8% 정도 증가하였다. 따라서 이 경우에는 염용 효과가 나타난 것으로 포화 농도에서 다른 염이 존재하는 경우에 혼자 있을 때보다 평균 활동도 계수가 작아진 것을 알 수 있다.

결론 및 제언

한 염의 물에 대한 용해도가 다른 염의 존재에 의해 달라지는 염 효과에 대한 초·중등학교 학생들과 교사들의 이해 정도가 낮다는 선행연구^{3,10-12}의 결과에 대해 그 원인을 알아보고자 중등학교 교과서와 대학교 교재 내용을 조사하였다.

두 가지 염이 동시에 물에 용해되는 상황은 중학교 과학2 교과서의 대부분이 혼합물의 분리 단원에서 제시하고 있다. 그러나 염의 용해도에 대해 정량적인 계산을 요구하는 교과서는 절반 정도였는데, 다른 염의 존재에 의해 염의 용해도가

달라진다는 염 효과를 암시하는 교과서는 하나도 없었다. 고등학교 화학II 교과서의 경우는 절반 정도의 교과서가 용액 단원에서 두 가지 염이 동시에 용해되는 상황을 제시하였고, 용해도에 대한 정량적인 계산을 요구하였다. 그러나 여기에서도 염 효과에 대한 설명은 없었다. 따라서 중·고등학교 교과서에서는 염의 용해도가 다른 염의 존재에 의해서 달라지지 않음을 전제로 하고 있다고 볼 수 있다. 이와 같이 교과서에 염 효과에 대한 설명이 없기 때문에 대부분의 중·고등학생들이 염 효과에 대해 알지 못하는 것으로 생각된다.

대학교 일반화학 교재에서는 대부분이 공통 이온 효과를 설명하면서 공통 이온의 존재에 의해 염의 용해도가 달라질 수 있음을 보여주고 있다. 그러나 공통 이온이 없는 경우에 이온들의 활동도 계수 변화에 의해 용해도가 달라짐을 언급한 교재는 없었다. 이러한 내용은 물리화학 교재에 처음으로 제시되는데, 이온 세기에 따라 이온들의 활동도 계수가 달라진다는 것만 언급한 교재도 있고, 염 효과를 직접 언급한 교재도 있었다. 그러므로 대학교에서 물리화학 과목을 배우지 못한 초·중등 교사들, 즉 화학교육 전공이 아닌 교사들은 대학에서도 염 효과를 배울 기회가 없었기 때문에 염 효과에 대해 잘 모를 가능성이 크다. 그리고 물리화학 과목을 이수하였지만 염 효과를 직접 언급하지 않은 교재로 배운 예비 교사들도 염 효과에 대해 제대로 설명하지 못하였다. 그러므로 배운 개념들을 서로 연관시켜 유기적인 관계를 정립하는 것이 쉽지 않음을 알 수 있다.

염 효과를 이해하기 위해서는 활동도 개념이 정립되어야 하는데 이는 일반화학에서도 제대로 도입하지 않는 것으로 나타났다. 뿐만 아니라 활동도 개념 자체가 이상 용액이나 이상적으로 묽은 용액으로부터 벗어나는 정도를 나타내는 것으로 실제 용액에서 활동도와 농도의 관계(즉, 활동도 계수)를 이론적으로 예측하는 것이 어렵다. 그러므로 중등학교에서는 염 효과를 어떻게 가르쳐야 할 것인지에 대해 심각하게 고심해보아야 한다. 그리고 그 결과에 따라 예비교사 교육에서도 일반화학 수준에서 염의 용해도와 관련하여 어느 수준까지 가르쳐야 할 것인지를 논의해보아야 할 것이다.

현행과 같이 염 효과는 없는 것을 전제로 하고 가르치든지, 또는 분별결정 등에 대해 정성적으로만 다루고 정량적으로는 다루지 않는 방법을 쓰든지, 또는 이온 분위기에 따라 입자들 간의 인력 척력이 달라지므로 용해도가 변한다는 사실만 정성적으로 가르치든지, 또는 활동도와 활동도 계수를 도입해서 모두 가르치는 방법들 중에서 가장 적절한 방법이 무엇인지 심층적으로 연구해 볼 필요가 있다.

현행과 같이 염 효과는 없는 것을 전제로 하고 가르친다면 이는 중등학교 학생들이 이해하기 어려운 수준을 단순화하여 이상적인 경우만 가르치는 것으로 생각할 수 있다. 즉, 처음부터 완벽하게 모든 것을 가르치기는 어렵기 때문에 학생들의 수준에 맞게 단순화 하여 가르치고 추후에 제대로 가르친다는 것이다. 그러나 이러한 단순화는 실제 실험 결과와 일치하지 않을 가능성이 높고, 또한 추후 학생들이 후속 학습을 할 경우에 학생들의 올바른 개념 형성을 방해할 소지도 있음을 유의해야 한다. 다른 한편으로 활동도와 활동도 계수를 도입해서 가르치는 경우에는 가르칠 개념 자체가 중등학생들에게는 어려울 뿐만 아니라 용해도가 큰 경우에는 실제로 실험을 해보지 않고는 이론적으로 염 효과의 방향이나 크기를 예측하기 어려우므로 분별결정 등에 대한 정량적인 내용은 여전히 다루기 어려운 면이 있다.

용액에서는 입자들의 거리가 가까우므로 입자간 인력, 척력의 크기가 입자의 종류에 따라 민감하게 변하기 때문에 기체상이나 고체상에 비해 이론적으로나 실험적으로나 모두 연구하기가 어렵다. 즉, 용액의 성질에 대한 일반화된 법칙이나 이론을 제시하기가 어렵다. 라울의 법칙도 이상 용액의 경우에만 성립하는 것으로 우리 주변에는 이상 용액보다는 실제 용액이 훨씬 더 많고 이상 용액으로부터 벗어나는 편차도 아주 크기 때문에 라울의 법칙이 별 쓸모가 없으므로 일반화학 수준에서는 가르칠 필요가 없다는 주장을 하는 사람도 있다.³⁴ 라울의 법칙으로부터 벗어나는 정도를 나타내는 것이 활동도와 활동도 계수인데 앞서 언급한 바와 같이 아주 묽은 용액의 경우가 아니면 활동도 계수를 예측하는 것이 어렵기 때문이다.

인용문헌

1. Çalik, M.; Ayas, A. *Journal of Research in Science Teaching* **2005**, *42*(6), 638-667.
2. Wandersee, J. H.; Mintzes, J. J.; Novak, J. D. In *Handbook of research on science teaching and learning*; Gable, D. L., Ed.; Macmillan Publishing Co.: New York, U. S. A., 1994; pp 177-210.
3. 강대훈; 백성혜; 박국태 *대한화학회지* **2004**, *48*(4), 399-413.
4. Leite, L.; Mendoza, J.; Borsese, A. *Journal of Research in Science Teaching* **2007**, *44*(2), 349-374.
5. Levy Nahum, T.; Mamlok-Naaman, R.; Hofstein, A.; Krajcik, J. *Science Education* **2007**, *91*(4), 579-603.
6. Talanquer, V. *International Journal of Science Education* **2007**, *29*(7), 853-870.
7. 구선아; 채희권 *한국과학교육회지* **2008**, *28*(5), 383-394.
8. 박종윤; 이윤희 *대한화학회지* **2008**, *52*(2), 186-196.
9. 신동혁; 이상권; 최병순 *대한화학회지* **2002**, *46*(4), 363-376.
10. 강대훈; 백성혜 *초등과학교육* **2003**, *22*(2), 138-148.
11. 강대훈; 백성혜; 박국태 *대한화학회지* **2000**, *44*(5), 460-469.
12. 강대훈; 백성혜; 박국태 *대한화학회지* **2001**, *45*(1), 83-89.
13. 김 판; 김병문; 박형석; 이상엽; 정두수; 정영근 역 *화학의 원리(제4판)*; 자유아카데미; 파주, 대한민국, 2008.
14. 일반화학교재연구회 역 *일반화학(제3판)*; 자유아카데미; 파주, 대한민국, 2004a.
15. 일반화학교재연구회 역 *일반화학*; 자유아카데미; 파주, 대한민국, 2004b.
16. 일반화학교재연구회 역 *일반화학(제4판)*; 자유아카데미; 서울, 대한민국, 2002.
17. 일반화학교재연구회 역 *현대일반화학(제5판)*; 자유아카데미; 파주, 대한민국, 2003.
18. Zumdahl, S. S.; Zumdahl, S. A. *Chemistry, 6th Ed.*; Houghton Mifflin: New York, U. S. A., 2003.
19. Atkins, P.; de Paula, J. *Atkins' physical chemistry, 8th Ed.*; Oxford University Press: Oxford, U. K., 2006.
20. Ball, D. W. *Physical chemistry*; Thomson: Belmont, U. S. A., 2003.
21. Barrow, G. M. *Physical chemistry, 6th Ed.*; McGraw Hill: New York, U. S. A., 1996.
22. Laidler, K. J.; Meiser, J. H. *Physical chemistry, 2nd Ed.*; Houghton Mifflin: Boston, U. S. A., 1995.
23. Levine, I. N. *Physical chemistry, 4th Ed.*; McGraw Hill: Singapore, 1995.
24. Price, N. C.; Dwek, R. A.; Ratcliffe, R. G.; Wormald, M. R. *Principles and problems in physical chemistry for biochemists, 3rd Ed.*; Oxford University Press: Oxford, U. K., 2001.
25. 박종윤 *화학 과목의 교사 자격기준 개발과 평가 영역 상세화 및 수업능력·실험능력 평가 연구*,

- 전공과목의 교사자격 기준 개발과 평가영역 상세화 및 수업능력 평가 연구 공청회, 서울, 대한민국, May 30, 2008; 대한화학회: 서울, 2008; p 57.
26. Meites, L.; Pode, J. S. F.; Thomas, H. C. *Journal of Chemical Education* **1966**, *43*(12), 667-672.
27. Clark, R. W.; Bonicamp, J. M. *Journal of Chemical Education* **1998**, *75*(9), 1182-1185.
28. Hawkes, S. J. *Journal of Chemical Education* **1998**, *75*(9), 1179-1181.
29. Willey, J. D. *Journal of Chemical Education* **2004**, *81*(11), 1644-1646.
30. Pitzer, K. S. *Journal of Physical Chemistry* **1973**, *77*(2), 268-277.
31. Lin, C. L.; Tseng, H. C.; Lee, L. S. *Fluid Phase Equilibria* **1998**, *152*, 169-185.
32. <http://www.iupac.org/web/ins/2000-003-1-500>
33. Robinson, R. A.; Stokes, R. H. *Electrolyte solutions, 2nd Ed.*; Academic Press: New York, U. S. A., 1968.
34. Hawkes, S. J. *Journal of Chemical Education* **1995**, *72*(3), 204-205.
-