

元素化学教学中关于“无机物溶解性”的知识建构

王永慧, 陈维林, 李阳光*

东北师范大学化学学院, 长春 130024

摘要: 无机物溶解性是元素化学教与学中的难点之一。本文选取教学中的代表性实例, 通过分析、比较和归纳影响无机物溶解性的因素, 对其进行本源性理解, 建构一种便于学习者理解无机物溶解性的认识模型。基于“无机物溶解性”这一知识载体深入探讨“建构式”学习模式在元素化学教学中的应用。

关键词: 元素化学; 无机物溶解性; 知识建构; 认识模型

中图分类号: G64; O61

Knowledge Construction of “Solubility of Inorganic Substances” in Elemental Chemistry Teaching

Yonghui Wang, Weilin Chen, Yangguang Li*

Faculty of Chemistry, Northeast Normal University, Changchun 130024, China.

Abstract: Solubility of inorganic substances is one of the difficulties in teaching and learning elemental chemistry. This article selects representative examples and provides a fundamental understanding of the solubility of inorganic substances by means of analyzing, comparing, and summarizing its influencing factors. And thus a cognitive model is constructed to facilitate learners' understanding. Based on the knowledge carrier of “the solubility of inorganic substances”, this paper explores the application of the “knowledge construction” learning mode in elemental chemistry teaching.

Key Words: Elemental chemistry; Solubility of inorganic substances; Knowledge construction; Cognitive model

元素化学是大学化学专业教学中的重要课程之一。当前我国高校开设的元素化学课程通常安排在大一年级学习完无机化学(上册)或普通化学、化学概论等课程的化学基本原理后开设。也有学校在大三年级学习完结构化学和物理化学课程后进行, 可以使学生从宏观能量视角和微观结构视角对无机物的组成、结构、性质和反应进行更深刻理解^[1,2]。我国高校的元素化学教材基本都是依据元素周期表, 按族对元素知识进行系统阐述。在教学过程中, 学习者按章总结的物质性质认识规律往往是以“散点”形式出现的。尤其是在对各种物质进行跨族性质比较时, 他们往往会发现所总结的规律常常存在相互矛盾、认识不清的问题, 甚至产生凌乱无序、无法总结规律的错觉, 严重影响其对物质性质的准确理解与记忆^[3]。在教学中, 利用归纳法为学习者提供正确的思考范式与方法, 并自主构建出认识物质性质的思维导图和认识模型, 是提高教学效果的一种有效途径^[4]。在我们讲授的元素化学课程中, 对“无机物溶解性”的认识与比较一直是教学中的一个难题。基于多年教学实践,

收稿: 2023-12-29; 录用: 2024-01-22; 网络发表: 2024-03-26

*通讯作者, Email: liyg658@nenu.edu.cn

基金资助: 国家一流本科课程建设项目; 国家自然科学基金面上项目(22379024)

本文中我们以“无机物溶解性”研究为例，展示如何利用归纳法总结影响“无机物溶解性”的因素，并尝试建构“无机物溶解性”的认识模型，为元素化学教学探索新的教学模式。

1 什么是物质的溶解性？

物质的溶解性是化学物质在形成溶液时的一种物理性质，即物质(又称溶质)在溶剂中分散能力的大小，前提是溶质和溶剂不发生化学反应。基于这一定义，物质在溶剂中发生化学分解就不再适用溶解性来评价。

溶质在溶剂中溶解的程度可用浓度表示，包括物质的量浓度、质量摩尔浓度、质量分数、摩尔分数、体积分数、比例浓度等等。而溶质在溶剂中溶解的最大程度则是用溶解度来表示，此时溶质的溶解与析出达到动态平衡，该溶液称为饱和溶液。通常，我们利用物质的溶解度来判断其在溶剂体系中的溶解性大小^[5,6]。

溶解又有广义和狭义之分。广义的溶解可以发生在物质常见的三种聚集状态之间；狭义的溶解通常指溶质在液态溶剂中的分散。无论哪种溶解含义，物质的溶解除了主要取决于本性外，还受溶剂、温度和压强等因素影响，是多因素共同作用的结果。从热力学视角出发，可以将溶质在溶剂中的溶解分成三个过程来完成(如图1所示)：溶质的微观粒子分散过程(ΔH_1 和 ΔS_1)，溶剂的微观粒子分散过程(ΔH_2 和 ΔS_2)，以及溶质和溶剂的微观粒子相结合过程(溶剂化过程， ΔH_3 和 ΔS_3)。通常前两个过程的焓变大于零(均吸热)，而第三个过程的焓变小于零(放热)。将三个过程的焓变加和，就得到溶解过程的总焓变(ΔH_{solv})^[7]。由于每个过程的吸热和放热程度不同，因此整个溶解过程既可能吸热，也可能放热。据此，我们可以通过改变温度调节化学物质的溶解性。此外，前两个过程的熵变大于零(混乱度均增加)，而第三个过程的熵变小于零(混乱度减少)，三个过程的熵变加和，就得到整个溶解过程的熵变(ΔS_{solv})。基于化学热力学基本原理，物质溶解性大小可根据溶解过程的吉布斯自由能变(ΔG_{solv})进行认识。由吉布斯-亥姆霍兹方程($\Delta G_{\text{solv}} = \Delta H_{\text{solv}} - T\Delta S_{\text{solv}}$)可知， ΔG_{solv} 与溶解过程的焓变和熵变均有关。凡是有利于焓减少或熵增加的因素，都是提升物质溶解性的关键因素^[8]。

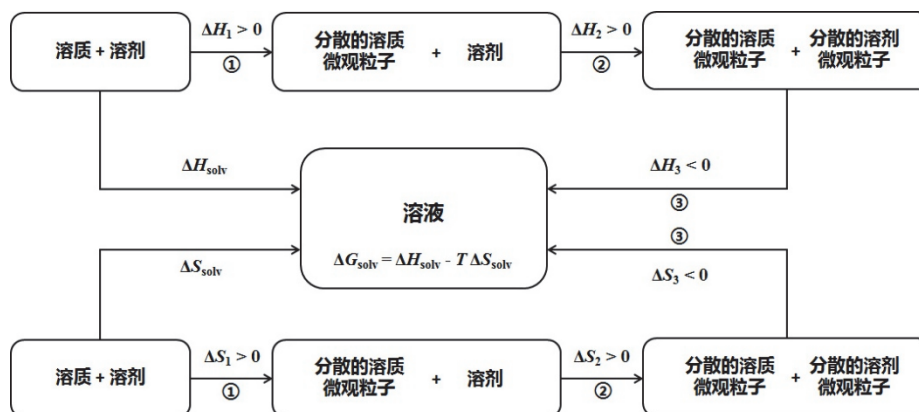


图1 溶质溶于溶剂的热力学过程示意图^[7]

2 如何比较无机物的溶解性？

元素化学所讲授的物质主要以无机物为主。物质按照其元素组成分类，可分为单质和化合物。而化合物又可以根据其在水溶液中或熔融状态下是否导电分为电解质和非电解质。依据阿仑尼乌斯的酸碱电离理论，电解质可分为酸、碱、盐三种类型。酸和碱的溶解性实际对应着化学物质在水溶液体系中的酸碱性。本文将重点讨论典型碱金属和碱土金属盐类在水中的溶解性以及以分子形式存在的典型无机物(例如非金属单质)在水中的溶解性，根据溶解性的变化趋势，构建无机物溶解性的比较认识模型。

2.1 盐类物质的溶解性

盐类物质溶解性可根据盐溶解过程的吉布斯自由能变进行认识。由吉布斯-亥姆霍兹方程可知， ΔG_{solv} 与盐溶解过程的焓变和熵变均有关。根据已有研究报道，当盐类物质的晶格能非常大时，盐的溶解过程主要受晶格能影响。此时，溶解性可与晶格能直接建关联。但是当晶格能减小，溶液中离子数量增加时，离子与水结合产生的水合热与水合熵也会成为影响溶解性的重要因素^[8]。

晶格能用于衡量离子型化合物正、负离子间相互作用的强弱，正比于正、负离子电荷数的乘积，反比于正负离子核间距。基于离子的电荷、半径以及正、负离子半径比的适配度等因素，符合以下几种情况的盐晶格能较大：半径小的正离子与半径小的负离子相结合；电荷数高的正离子与电荷数高的负离子相结合；电荷数高的正离子与半径小的负离子相结合^[9]。晶格能越大，越会降低盐类物质的溶解趋势。

离子势可用于评估正、负离子与水分子结合时的水合热和水合熵的变化趋势。离子势亦正比于正、负离子的电荷数，反比于其离子半径。离子势越小，离子的水合热绝对值越小(即水合放热减少)，离子的水合熵变越大；而当离子势变大时，离子的水合热绝对值变大，水合熵变减小。

以下我们通过具体实例来建构盐类物质溶解性的比较认识模型。

2.1.1 实例1 常温常压下对四种氟化物NaF、KF、CaF₂、BaF₂的溶解度大小排序

从表1数据可知，四种氟化物在水中的溶解度大小顺序为CaF₂ < BaF₂ < NaF < KF。这四种氟化物均为典型的离子晶体，它们的晶格能都很高，且晶格能大小与溶解度直接相关，晶格能越大，溶解度越小。这可以理解为当晶格能很高时，溶于水中的离子数目少，由离子引发的水合热及水合熵对溶解的贡献较小，此时盐的溶解性可以直接根据晶格能大小进行判断。在上述氟化物中，负离子相同，正离子电荷数越高，半径越小，晶格能越大，溶解度越小。

表1 盐类物质的离子半径、晶格能、水合热和溶解度(20 °C)数据^[10,11]

盐类物质	正离子(半径/pm)	负离子(半径/pm)	晶格能/(kJ·mol ⁻¹)	正负离子水合热之和/ (kJ·mol ⁻¹)	溶解度s/ (g/100 g H ₂ O)
NaF	Na ⁺ (102)	F ⁻ (131)	930	-929	4.06
KF	K ⁺ (138)	F ⁻ (131)	829	-849	94.9
CaF ₂	Ca ²⁺ (100)	F ⁻ (131)	2651	-2637	0.008
BaF ₂	Ba ²⁺ (136)	F ⁻ (131)	2373	-2374	0.16
NaCl	Na ⁺ (102)	Cl ⁻ (181)	790	-786	35.9
KCl	K ⁺ (138)	Cl ⁻ (181)	720	-703	34.2
NaNO ₃	Na ⁺ (102)	NO ₃ ⁻ (211)	763	-742	87.6
KNO ₃	K ⁺ (138)	NO ₃ ⁻ (211)	694	-658	31.6
NaClO ₄	Na ⁺ (102)	ClO ₄ ⁻ (236)	641	-626	201
KClO ₄	K ⁺ (138)	ClO ₄ ⁻ (236)	595	-542	1.68
Na ₂ CO ₃	Na ⁺ (102)	CO ₃ ²⁻ (185)	2016	-2041	21.5
NaHCO ₃	Na ⁺ (102)	HCO ₃ ⁻ (195)	656	-635	9.6
CaCO ₃	Ca ²⁺ (100)	CO ₃ ²⁻ (185)	2811	-2822	5.3 × 10 ⁻⁴
Ca(HCO ₃) ₂	Ca ²⁺ (100)	HCO ₃ ⁻ (207)	-	-	0.096

2.1.2 实例2 比较KCl与NaCl的溶解性

从表1可知，KCl和NaCl的溶解度比较接近，差别在于KCl的溶解度随温度变化更显著(如图2所示)。如果晶格能依然是影响溶解性的主要因素，晶格能KCl < NaCl，则溶解性KCl > NaCl，这一推断与表1中的溶解度数据不符。考虑到KCl和NaCl的溶解度较大，溶于水中的离子数目增多，离子的

水合热会成为影响溶解的另一个重要因素。离子势 $\text{Na}^+ > \text{K}^+$ ，则水合热绝对值 $\text{NaCl} > \text{KCl}$ ，鉴于水合放热促进溶解，所以溶解度 $\text{NaCl} > \text{KCl}$ 。然而，如图2所示，当温度高于 $\sim 26^\circ\text{C}$ 时， KCl 的溶解度反而大于 NaCl 。显然，我们既不能简单地将晶格能或者水合热直接与 KCl 和 NaCl 的溶解度建立关联，也不能在温度不确定的情况下比较两者的溶解性。 KCl 的溶解度随温度变化更明显，是因为其溶解过程的 ΔH_{solv} 比 NaCl 更大。此外，根据离子势可知 KCl 溶解过程的熵增加也比 NaCl 更显著。这两个因素叠加导致了 KCl 的溶解度随温度升高明显增大。但是，我们仍需注意到，像 KCl 和 NaCl 这种在常温下溶解度接近的情况，若缺乏数据支撑，将无法对其溶解度大小关系做出准确判断。

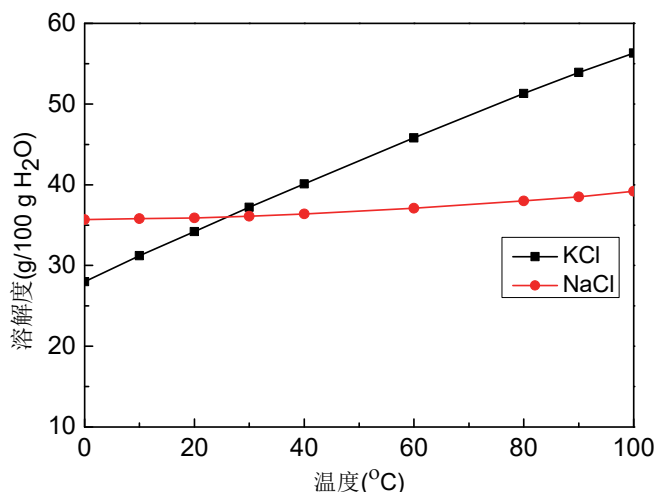


图2 氯化钾和氯化钠的溶解度随温度变化曲线^[13]

2.1.3 实例3 为什么硝酸钠的溶解性大于氯化钠，而硝酸钾的溶解性小于氯化钾？

碱金属的硝酸盐和氯化物均属于典型的离子型化合物(离子晶体)。如果仅通过晶格能或者离子水合热对两种盐进行比较，都无法获得一致的结论。这是因为当无机盐的溶解度增大时，除了晶格能的影响，由离子引发的水合热以及熵增减对溶解性的影响也越来越显著。晶格能、水合热和熵增减均与离子势相关。当离子势增加时，晶格能增加(吸热)，水合放热也会增加，而离子的水合熵减少。吸热和熵减会降低溶解性，放热又会增加溶解性。显然，这些贡献是相悖的，如果不引入热力学计算，很难将离子势与溶解性建立关联。一些研究工作在大量对比离子型化合物正负离子半径比、溶解过程吉布斯自由能变与溶解度关系时，发现一个较为适用的定性判断溶解性大小的经验规则——“大-大、小-小”规则。当半径大的正离子与半径大的负离子相结合，半径小的正离子与半径小的负离子相结合时，离子型化合物比较稳定，溶解度较小^[9,12]。在本例中，正离子半径 $\text{Na}^+ < \text{K}^+$ ，负离子半径 $\text{Cl}^- < \text{NO}_3^-$ ，根据“大-大、小-小”规则，在电荷相同情况下，半径小的正离子 Na^+ 和半径小的 Cl^- 相结合更稳定，半径大的 K^+ 和半径大的 NO_3^- 相结合更稳定，溶解度也更低。对于典型的离子型化合物，这是一个简易的溶解性判断方法，但其所依据的原理依然是综合考虑晶格能、水合热和溶解熵等对溶解过程吉布斯自由能变的贡献而得到的一般经验规则。

2.1.4 实例4 为什么高氯酸盐的溶解度 $\text{NaClO}_4 > \text{KClO}_4$ ？

碱金属的高氯酸盐依然是典型的离子型化合物(离子晶体)。晶格能(吸热)、水合热(放热)以及离子的水合熵(熵增减)都会对高氯酸盐的溶解性做出贡献。仅通过离子势很难确定哪个贡献是主要因素。这里，综合三种因素的贡献，依然可以根据“大-大、小-小”规则进行溶解性趋势判断。从表1中数据可知，正离子半径 $\text{Na}^+ < \text{K}^+$ ，而 ClO_4^- 的半径又大于两种碱金属正离子。依据“大-大、小-小”规则，半径更大的正离子 K^+ 与大的负离子 ClO_4^- 相结合更稳定，溶解度也更低。实际上，从 NaClO_4 、 KClO_4 、 RbClO_4 到 CsClO_4 的溶解度是依次降低的，与“大-大、小-小”规则是一致的。

2.1.5 实例5 为什么溶解度LiF < AgF, 而LiI > AgI?

溶解度LiF (0.112 g/100 g H₂O) < AgF (180 g/100 g H₂O), 是因为这两种氟化物都是基于离子键形成的离子晶体, 晶格能较大, 根据晶格能大小即可比较溶解度。在电荷与负离子均相同的情况下, Ag⁺离子半径明显大于Li⁺离子, 所以AgF的晶格能更小, 溶解度更高。

与氟化物相反, 碘化物的溶解度LiI (165 g/100 g H₂O) > AgI (2.2 × 10⁻⁷ g/100 g H₂O)。尽管晶格能LiI > AgI, 看似LiI的溶解度应更低才对。但是由于I⁻离子半径大, 变形性大, 而Ag⁺离子具有18电子构型, 二者之间存在明显的附加极化作用, 导致AgI离子键中的共价成分增强, 使得AgI晶体中的正、负离子更难以离子的形式解离到溶液中, 因此AgI的溶解度更小。该例告诉我们, 离子化合物中的极化作用会显著影响其溶解度。

2.1.6 实例6 为什么溶解度Na₂SO₄ > Na₂SO₃, Ca(NO₃)₂ > Ca(NO₂)₂?

已知溶解度Na₂SO₄ (40.8 g/100 g H₂O) > Na₂SO₃ (35.5 g/100 g H₂O), Ca(NO₃)₂ (129 g/100 g H₂O) > Ca(NO₂)₂ (35.5 g/100 g H₂O)。从晶格能上看, 无论是A₂B或AB₂型离子化合物, 它们之间的晶格能差别不大。鉴于两类物质的溶解性均较大, 综合考虑晶格能、水合热和离子的水合熵对溶解的贡献, 当了解正、负离子半径的变化趋势时, 可以用“大-大、小-小”规则来解释上述现象。负离子半径SO₄²⁻ (~230 pm) > SO₃²⁻ (~219 pm), NO₃⁻ (~211 pm) > NO₂⁻ (~198 pm), 而Na⁺和Ca²⁺均属于半径较小的正离子, 因此与半径小的负离子结合更稳定, 溶解性更低一些。但是, 若对本实例中正、负离子半径的大和小没有形成明显规律性认识时, 是否有其他途径帮助理解溶解度大小趋势呢?

可以利用极化作用分析Na-O-S和Ca-O-N的模型。硫酸根离子的中心原子S (+6价)比亚硫酸根阴离子中心S (+4价)的形式电荷数高, 共价半径小, 极化能力强; 同理, 硝酸根离子的中心原子N (+5价)比亚硝酸根中心原子N (+3价)的形式电荷高, 共价半径小, 极化能力强。中心原子的强极化力会增强其对周围氧的吸引作用, 这就削弱了Na-O和Ca-O间的离子键, 使得Na₂SO₄和Ca(NO₃)₂晶体中的Na⁺和Ca²⁺离子更易在水中解离。

2.1.7 实例7 如何理解Na₂CO₃, NaHCO₃, CaCO₃, Ca(HCO₃)₂的溶解度排序?

根据表1可知溶解度排序为Na₂CO₃ > NaHCO₃ > Ca(HCO₃)₂ > CaCO₃。

首先, 溶解度Na₂CO₃ > NaHCO₃。从晶格能判断, Na₂CO₃的晶格能大于NaHCO₃, 溶解度似乎是Na₂CO₃ < NaHCO₃。但考虑两种盐在水中溶解度较大, 也许离子水合热起主要作用。Na₂CO₃化学式中含两个Na⁺离子, 其水合放热比NaHCO₃多一些, 使得溶解度Na₂CO₃ > NaHCO₃。同时考虑到Na₂CO₃溶解时以化学计量比解离出的离子数目更多, 熵增趋势更明显, 也可提升其溶解性。但是, 到底哪个因素起主要作用, 在没有明确的热力学计算前提下, 无法准确判断。实际上, HCO₃⁻这个离子有特殊性, 即HCO₃⁻离子之间易形成氢键网络, 使得HCO₃⁻的自身性质成为溶解度的主要影响因素。对于NaHCO₃, 溶液中的HCO₃⁻之间产生丰富的氢键网络, 使溶解过程的熵减明显, 降低了溶解性。所以, 这时的晶格能与水合热都降为次要因素, HCO₃⁻自身的性质成为主要因素。

在CaCO₃和Ca(HCO₃)₂的溶解性比较中, 基于两种盐的溶解性均不高, 可以直接从晶格能推测, CaCO₃的晶格能大于Ca(HCO₃)₂, 因此溶解度CaCO₃ < Ca(HCO₃)₂。

比较NaHCO₃与Ca(HCO₃)₂的溶解度, 鉴于Ca(HCO₃)₂随着浓度增大, 易分解生成难溶的CaCO₃, 即存在Ca²⁺ + 2HCO₃⁻ ⇌ CaCO₃ + CO₂这一化学反应, 所以Ca(HCO₃)₂溶解度小于NaHCO₃。在两者的比较中, Ca(HCO₃)₂的溶液稳定性成为主要影响因素。

综上所述, 对盐类物质溶解性的比较, 一般可以先从正、负离子间的相互作用(主要考虑晶格能大小)与其溶解性大小建立关联, 因为离子型化合物(离子晶体)的晶格能通常数值较大, 可以作为盐类物质溶解性的首要影响因素。如果出现晶格能大小与溶解性大小不一致的情况, 需要继续考虑以下三个因素, 包括: 正、负离子间的半径匹配度(大-大、小-小规则), 正、负离子间的特殊相互作用(离子极化作用), 以及负离子与负离子之间的特殊相互作用(形成氢键或分解)(如图3所示)。

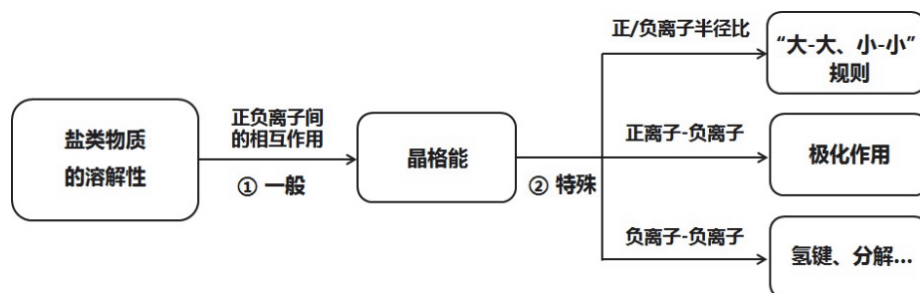


图3 比较盐类物质溶解性的思维路径示意图

2.2 分子型无机物的溶解性

对于以分子形式存在的无机物，如非金属单质和化合物，当其作为溶质溶解于溶剂中时，由于分子间的相互作用较弱，溶解的三个过程的热效应绝对值相差不大，在讨论溶解性时均需要考虑。因此，与盐相比，分子型无机物在水等各种溶剂中的溶解性呈现出不同规律。

2.2.1 实例8 为什么臭氧在水中的溶解度大于氧气？

气体在水中的溶解度受温度、压力及溶质和溶剂的性质影响，通常符合亨利定律。臭氧和氧气在水中的溶解度都很小，从熵效应考虑，气体溶于液体是熵减过程，不利于溶解；从焓效应考虑，因溶剂水分子间的相互作用明显强于溶质-溶剂间的相互作用，即 $\Delta H_2 > |\Delta H_3|$ （见图1），导致溶解过程的焓变为正值，也不利于溶解。

但是臭氧和氧气的溶解度依然有差别，在同温同压下，臭氧的溶解度略高于氧气。对此，传统的解释是基于“相似相溶”原理，因为臭氧分子是极性分子，相较于非极性的氧气分子，臭氧在极性溶剂水中的溶解度会略大一些。从溶解的三个过程来看，这两种气体在水中的溶解度主要取决于第三个过程，即溶质与溶剂的相互作用。氧气分子与水分子间存在色散力、诱导力和氢键，而臭氧分子与水分子间不仅作用力类型更多，即色散力、诱导力、取向力和氢键，而且作用力更强（因为臭氧分子具有更大的分子量和变形性）。这种溶质-溶剂间的相互作用差别导致臭氧在水中的溶解度更大一些。

2.2.2 实例9 为什么单质碘微溶于水，但易溶于 CCl_4 ？

从热力学视角看，固体碘向液相溶解的过程是熵增加过程，有利于溶解；但是从焓效应考虑，碘溶于水的过程是明显焓增加的，即 $\Delta H_2 > |\Delta H_3|$ （见图1），不利于溶解；而碘溶于 CCl_4 的过程焓增加不明显，有利于溶解。

从结构视角看， I_2 是非极性分子，分子间仅存在色散力。水为极性分子，分子间存在取向力、诱导力、色散力和氢键。当碘在水中溶解时，碘分子与水分子间的作用力类型为诱导力和色散力，因为溶质与溶剂分子间的这种相互作用（即水合作用）明显弱于溶剂水分子之间的相互作用，所以单质碘微溶于水。 CCl_4 是非极性分子，分子间亦仅存在色散力。当单质碘在 CCl_4 中溶解时，溶质-溶质、溶剂-溶剂以及溶质-溶剂之间的相互作用不仅类型相同，强度也相当，所以碘易溶于 CCl_4 。

3 无机物溶解性的认识模型建构

基于以上典型的离子型化合物（无机盐）和分子型无机物的溶解性实例，在理解物质的溶解性时，一般要考虑三个过程：即溶质微观粒子的分散过程，溶剂微观粒子的分散过程，以及溶质和溶剂微观粒子的结合过程。从热力学视角看，基于这三个过程中焓贡献的加和与熵贡献的加和，可以求得溶解过程的吉布斯自由能变，从而认识物质的溶解性并总结其变化规律。

若从结构视角出发，可将溶解性与溶质和溶剂的微观粒子间相互作用建立关联。如图4所示，溶质和溶剂的微观粒子相互作用可以分为三个层面：即溶质与溶质间相互作用，溶剂与溶剂间相互作用，以及溶质与溶剂间相互作用。对于广义的溶解，三种相互作用均需要考虑，例如两种金属形成

合金溶液, 两种有机溶剂的混溶, 两种气体形成混合气等。对于狭义的溶解, 其中的某一种或者二种相互作用占主要因素, 例如电解质在水中的溶解等。显然, 以上三种层面的微观粒子间相互作用既包含化学键(金属键、离子键、共价键), 也包括分子间相互作用(范德华力、氢键等)。对上述相互作用的深刻理解, 是认识和比较物质溶解性大小的重要基础。

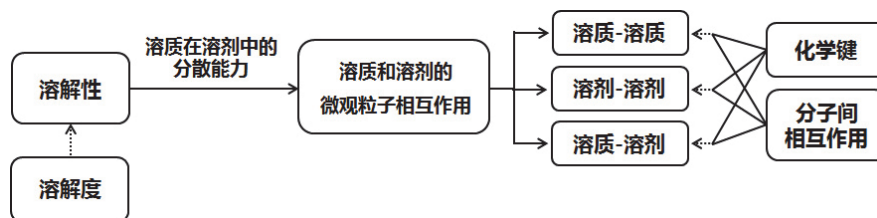


图4 辨识物质溶解性的思维框架图

4 结语

本文我们通过对元素化学教学中典型的离子型化合物(无机盐)以及分子型无机物的溶解性实例分析, 归纳总结出无机物溶解性的各种影响因素, 并提出能够将这些“散点”知识“结构化”的一般认识模型。通过对该知识体系的分析与学科理解, 希望为学习者提供一种知识“建构式”的学习模式^[13]。无机物的种类繁多, 本文并不能穷尽所有无机物溶解性的情况。仅希望通过上述讨论“抛砖引玉”, 为学习者认识物质的溶解性提供有价值的参考。

参 考 文 献

- [1] 焦扬, 朱亚先, 孟长功, 王颖霞, 韩喜江, 胡涛. 大学化学, 2023, 38 (10), 30.
- [2] 赵苹苹, 蔡苹, 胡镨, 朱亚先, 程鹏, 程功臻. 大学化学, 2023, 38 (6), 36.
- [3] 张笑言, 王永慧, 谭华桥, 郎中玲, 李阳光, 大学化学, 2020, 35 (8), 17.
- [4] 姜显光, 郑长龙. 化学教学, 2022, No. 4, 9.
- [5] 宋天佑, 程鹏, 徐家宁, 张丽荣. 无机化学(上册). 第4版. 北京: 高等教育出版社, 2019: 25–27.
- [6] 王永慧, 彭军, 陈维林, 李阳光. 化学概论. 第2版. 北京: 高等教育出版社, 2021: 12–13.
- [7] Brown, T. L.; LeMay, H. E.; Burstein, B. E.; Murphy, C. J.; Woodward, P. *Chemistry: The Central Science*, 11th ed.; Pearson Prentice Hall: Upper Saddle River, NJ, USA, 2009; pp. 529–531.
- [8] 钱博. 大学化学, 1987, 2 (3), 25.
- [9] 唐宗薰. 中级无机化学. 第2版. 北京: 高等教育出版社, 2009: 221–222.
- [10] Speight, J. G. *Lange's Handbook of Chemistry*, 16th ed.; McGraw-Hill, Inc.: New York, NY, USA, 2005; pp. 1.324–1.326.
- [11] Haynes, W. M.; Lide, D. R.; Bruno, T. J. *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, 95th ed.; CRC Press: Boca Raton, FL, USA, 2014–2015; pp. 5–66, 12–21.
- [12] 宋天佑, 徐家宁, 程功臻, 王莉. 无机化学(下册). 第4版. 北京: 高等教育出版社, 2019: 717–718.
- [13] 张笑言, 郑长龙. 课程·教材·教法, 2023, 43 (12), 124.