

完整探討同類互溶原則—like dissolves like 的解釋、使用與限制

劉燕孝* 古杰倫

臺北市立建國高級中學
國立陽明交通大學

壹、前言

「極性」(polarity)一詞乃描述物質電荷分佈的不均勻程度。而 Like dissolves like—同類互溶，是高中甚至國中化學教學現場中常聽到的一個原則，其內容為物質傾向與結構和性質相似的物質互溶，亦即「極性溶於極性、非極性溶於非極性」。

當學生們進入高中選修化學〈分子結構與化學鍵〉一章時，便認識了氫鍵以及凡得瓦力中的偶極 - 偶極力(又稱科索姆力 Keesom force)、偶極 - 誘發偶極力(又稱德拜力 Debye force)和瞬間偶極 - 誘發偶極力(又稱倫敦分散力 London dispersion force，或簡稱分散力)，其鍵能範圍如表 1 所示 (Silberberg et al, 2018)。

表 1、化學鍵與分子間作用力之鍵能比較

分子間作用力	鍵能(kJ/mol)
氫鍵	10~40
偶極 - 偶極力	5~25
偶極 - 誘發偶極力	2~10
分散力 ¹	0.05~40

*註 1：分散力與分子量大小成正相關

學習至此，他們反而容易開始對原先認為理所當然的同類互溶原則產生疑問。

舉例來說，當非極性分子與極性分子混合時，兩種分子間儘管存在較強的偶極 - 誘發偶極力，其互溶性(Miscibility，又稱混溶性)卻普遍較低。然而，若是兩種非極性分子相互混合，此兩者之間雖僅存在凡得瓦力中最小的分散力，但卻往往具有較高的互溶性。

雖然同類互溶原則與實際結果較為符合，但為什麼和分子間作用力的直觀推論並不一致？是否還有其他重要的影響因素？或是，有沒有辦法透過不同的參數來量化「極性」，以協助評估與預測是否為同類以及互溶性的好壞？甚或同類互溶原則一定是對的嗎？這些是高中教科書與坊間教材較少提及的部分，不過求知慾強的學生亟欲充實他們現有的知識以了解這項溶解度原則背後的原因。

因此，本文將從**基礎熱力學**(Thermodynamics)當中，**吉布斯自由能**(Gibbs Free Energy)的意義以及**溶解焓**(Dissolution Enthalpy)與**溶解熵**(Dissolution Entropy)的分析出發；接著透過列舉多種物

*為本文通訊作者

質的極性指數(Polarity Index)、介電常數(Dielectric Constant) 和偶極矩(Dipole Moment)等數據, 探討與互溶性結果之關係; 最後再討論同類互溶原則在應用上的限制。

貳、以吉布斯自由能角度分析

高中化學在探討能量時僅提及焓, 並未正式介紹熵與吉布斯自由能。而在探討定溫、定壓下一個反應的自發性時, 由於吉布斯自由能納入了亂度因素, 因此更為完整。

吉布斯自由能(以 G 表示)的定義為:

$$G \equiv H - TS \dots (1)$$

其中 H 代表焓、 T 是絕對溫度、 S 則是熵。而反應中定溫、定壓下的自由能變化可表示為: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S \dots (2)$

若 ΔG 越小, 代表反應自發性越高, 平衡越傾向生成物; 反之, 若 ΔG 越大, 表示反應自發性越低, 平衡越傾向反應物。若回到本文的溶解度探討, 則溶解反應的吉布斯自由能變化即可表示為:

$$\Delta G_{\text{溶解}} = \Delta H_{\text{溶解}} - T\Delta S_{\text{溶解}} \dots (3)$$

溶解焓的部分如圖 1 所示, 需考慮包括: 溶質 - 溶質間($\Delta H_{\text{溶質}}$)、溶劑 - 溶劑間($\Delta H_{\text{溶劑}}$)以及溶質 - 溶劑間($\Delta H_{\text{質劑}}$) 等焓的總變化。

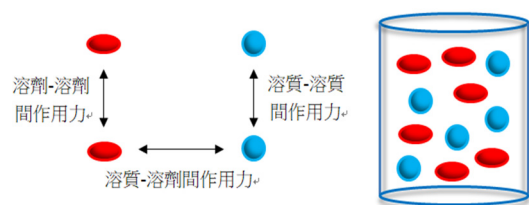


圖 1、溶解焓涉及的三組分子間作用關係

其主要是受到分子間作用力變化的影響, 包括氫鍵以及凡得瓦力中的偶極 - 偶極力、偶極 - 誘發偶極力和分散力。故溶解焓可表示為式(4):

$$\Delta H_{\text{溶解}} = \Delta H_{\text{溶質}} + \Delta H_{\text{溶劑}} - \Delta H_{\text{質劑}} \dots (4)$$

熵可用於衡量一個系統的失序現象, 亦即所謂的亂度。由於溶解時除了粒子數增加, 各粒子自由活動的空間亦增加, 故一般而言, 當溶解反應進行時, 該系統的熵幾乎都會增加, 造成溶解熵變化 $\Delta S_{\text{溶解}}$ 為正值。

由於非勻相溶解反應尚須考慮相態能量差與晶格能等多種因素 (詳見本刊第 438 期—由高中化學四種代表性碳酸鹽與酸式碳酸鹽的溶解度差異探討鹽類沉澱的成因); 因此為了簡化討論, 本文選擇不相互反應的液體為例。

故本文接下來將以「水+乙醇」、「水+乙醚」以及「乙醚+苯」等分別代表了「高度極性+高度極性」、「高度極性+低度極性」以及「低度極性+低度極性」的三組系統, 在 1 大氣壓、298.15K 下的實際熱力學數據, 來進行分析與探討。其中的吉布斯自由能乃透過式(5)計算而得(Hsieh, 1999):

$$\Delta G_{\text{mix}} = RT[x_1(\ln x_1 + \ln \gamma_1) + x_2(\ln x_2 + \ln \gamma_2)] \dots (5)$$

其中 R 是理想氣體常數, T 是絕對溫度, x_1 、 x_2 為一個二元系統中兩物質的莫耳分率, 而 γ_1 、 γ_2 則依序為其活度係數(Activity Coefficient)。

三組系統的活度係數數據之資料來源詳見表 2。透過式(5)即可推導出各系統溶解反應的吉布斯自由能變化 $\Delta G_{\text{溶解}}$ 。各系統的溶解焓 $\Delta H_{\text{溶解}}$ 數據與資料來源亦詳見

表 2。配合已知的 $\Delta G_{\text{溶解}}$ 並透過式(3)則可進一步推導出各系統的溶解熵 $\Delta S_{\text{溶解}}$ 。

接下來，本文將分析表 2 中三組系統的 $\Delta G_{\text{溶解}}$ 、 $\Delta H_{\text{溶解}}$ 與 $\Delta S_{\text{溶解}}$ ，並對照其實際的溶解結果，以探討是否可印證同類互溶原則，並分析各自影響互溶性的主要因素。

一、水+乙醇

本組是「高度極性+高度極性」分子的代表例子。

首先，負值很大的 $\Delta G_{\text{溶解}}$ (-989.10 J/mol)代表反應的自發性頗高，符合兩者間可混溶的實際情況，亦印證了同類互溶原則中「極性易溶於極性」的預測。

再者有關**溶解焓**的部分，其值為-422.03 J/mol。這代表經混合而產生新的水與乙醇之分子間作用力之後，整個系統更為穩定，平均分子間引力更大，放出的熱便有利於吉布斯自由能的下降。由於水與水、乙醇與乙醇以及水與乙醇之間的分子間作

用力都是以氫鍵和偶極-偶極力為主，因此溶解前後的焓原預期不會有太大變化。但由表 2 可知，實際結果卻是三組系統中最大的。推測偏差的原因在於混合過程中，雖然破壞與生成的分子間作用力屬於同一種類；但根據表 1，本系統的分子間作用力之平均強度是三組中最大。又混合過程中破壞與形成的分子間作用力實際上不可能完全相同，故溶解前後的焓變化($\Delta H_{\text{溶解}}$)為三組中最明顯。因此相對於其他兩組，**溶解焓因素**對於反應自發性的影響在本組中相對最大。

最後有關**溶解熵**方面，其運算結果為1.42 J/mol·K。此數值雖大於 0，表示亂度確實上升，但其值並不是很大。推測應是由於高極性分子間有著較強的分子間引力，使得混合後的各個分子在**空間排列上受到較多的限制**，進而造成亂度上升有限。

表 2、1 大氣壓、298.15K 下「水+乙醇」、「水+乙醚」以及「乙醚+苯」之相關熱力學數據與資料來源。

系統	莫耳分率	$\Delta G_{\text{溶解}}$ (J/mol)	活度係數 資料來源	$\Delta H_{\text{溶解}}$ (J/mol)	$\Delta H_{\text{溶解}}$ 資料來源	$\Delta S_{\text{溶解}}$ (J/mol·K)
水+乙醇	0.5:0.5	-989.10	Wittig et al, 2003	-422.03	Belousov et al, 1971	1.42
水+乙醚	0.5:0.5	-249.01		8.37	Signer et al, 1969	0.86
乙醚+苯	0.526:0.474	-1622.11		-14.65	Otterstedt et al, 1966	5.39

二、水+乙醚

本組為「**高度極性+低度極性**」分子的代表例子。

首先，負值不大的 $\Delta G_{\text{溶解}}(-249.01 \text{ J/mol})$ 代表反應即使可自發，自發性相對較低。此呼應了乙醚對水的溶解度相對較差，僅為 $6.05 \text{ g} / 100 \text{ mL}$ 水(Windholz, 1983)；亦印證了同類互溶原則中「極性與非極性不易互溶」的預測。

溶解焓部份其數值亦僅 8.37 J/mol ，相較於前一組而言顯著減小。這由於在混合的過程中，雖然水分子間須破壞較強的偶極-偶極力與氫鍵，乙醚則僅需破壞最弱的分散力；但兩種分子間所形成的偶極-誘發偶極力，其能量大小恰介於兩者之間，因此總體的焓變化並不大。這也意味**溶解熵**才是關鍵的影響因素。

相較於其他兩組的**溶解熵**數據，本組為 $0.86 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$ 是三者中最小，此少量的上升亦可說明高極性分子與低極性分子間較難以混溶。對於這種低極性分子溶於水的系統，Silverstein 於 1998 年提出「**籠狀結構模型**」來解釋其亂度上升有限、甚至反而下降的原因。當非極性分子被強迫分散於水分子當中時，為了使系統更加穩定，水分子會重新排列以盡可能地形成氫鍵而串連在一起。此時水分子趨向於排列成為類似冰的籠狀立體結構，與純物質狀態相比更不易自由轉動、震動跟移動；由於分子受到的束縛增加，因而造成水分子的亂度下降。此外，籠中的非極性分子也因侷限於特定空間中，無法自由移動，而使得亂度難以

顯著上升。因此整體來看，極性與非極性分子互溶時，亂度並無法有效上升，即無法造成吉布斯自由能顯著的下降。故當極性與非極性分子得以在各自的領域自由移動與轉動時，此**不互溶之狀態**反而才是**相對穩定的**。

三、乙醚+苯

本組是「**低度極性+低度極性**」分子的代表例子。

首先，負值極大的 $\Delta G_{\text{溶解}}(-1622.11 \text{ J/mol})$ 代表反應的自發性極高，亦印證了同類互溶原則中「非極性易溶於非極性」的預測。

再者有關**溶解焓**的部分本組僅為 -14.65 J/mol ，其絕對值確實不大，顯然較「水+乙醇」組更符合預期。此乃因為非極性分子間只有分散力存在，能量規模是凡得瓦力中最小的，故即使混合過程中破壞與形成的分子間作用力大小並不相同，其實際影響並不顯著。

由於**溶解焓**變化為 $-14.65 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$ ，對 $\Delta G_{\text{溶解}}(-1622.11 \text{ J/mol})$ 的影響極不顯著，因此**溶解熵**才是降低本系統吉布斯自由能的主要因素。由表 2 可知亂度提升了 $5.39 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$ 為三組中最大，如同第一組的推測，應是低極性分子間缺乏很強的分子間引力，導致混合後的各個分子在空間排列以及本身轉動上都更加地自由，有助於亂度的大幅上升。

從上述三組例子中，分析有關**溶解焓**、**溶解熵**與吉布斯自由能的結果可知，「**高度極性+高度極性**」與「**低度極性+低度極性**」

分子間溶解的自發性較高，「**高度極性+低度極性**」分子間的溶解自發性較低，皆符合同類互溶原則的預測。三組例子中以「**高度極性+高度極性**」組合，溶解自發性受溶解焓的影響最明顯，但三組主要影響原因仍為溶解熵因素。

以上熱力學分析一方面可以有效地以數據證明**同類可互溶、非同類則較難互溶**；另一方面亦可更深入了解不同組合中分子間作用力與亂度變化的影響方式和程度。

參、探討極性指數、介電常數和偶極矩等指標與互溶性的關係

在前述的討論中，我們選擇以極性很強以及很弱的物質為例，以確保兩者之間的同類或不同類之關係。然而實際上，物質的極性並非僅有此二極端，因此文獻中有一些與極性相關的參數或物理量，可協助我們將物質極性大小量化，以判斷是否為同類，進而預測其互溶性。

故本節將介紹**極性指數、介電常數和偶極矩**等三種與極性密切相關的「指標」；並且透過上述提到的水、乙醇、乙醚與苯，再加上環己烷、氯仿和二甲基甲醯胺(dimethylformamide, DMF)等常見液體的相關數據，進行量化與分析。

一、極性指數

Snyder 透過分析化學的角度，將 Rohrschneider 於先前實驗中所統整的 6 種溶質與 82 種液態溶劑的**溶解度數據**交叉分析，於 1974 年發表出極性指數(P')。其定

義為溶劑與乙醇、1,4-二噁烷(Dioxane，結構式見圖 2)和硝基甲烷(Nitromethane)等三種標準極性溶質的交互作用能力，如式(6) (Snyder, 1974)。

$$P' = \log(K_g'')_{ethanol} + \log(K_g'')_{dioxane} \log(K_g'')_{nitromethane} \dots\dots(6)$$

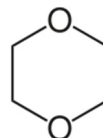


圖 2、1,4-二噁烷結構式

其中 K_g'' 是經 Snyder 調整過後的氣態-液態分配係數 (Gas-liquid Partition Coefficient)，此部分牽涉較多分析化學內容，在此不便贅述。前述 7 種相關液體的該項數據詳列於表 3 (Snyder, 1974)。

表 3、相關液體的極性指數

物質	極性指數(P')
環己烷	0.0
乙醚	2.9
苯	3.0
氯仿	4.4
乙醇	5.4
DMF	6.4
水	9.0

二、介電常數

在介紹介電常數之前，需先定義介電質(Dielectric)、電容(Capacitance, C)以及電容率(Permittivity, ϵ)這三個名詞。

首先，介電質是指一般絕緣體以及少

數導電性極差的導體，上述 7 種液態分子均屬之。它們在電場中不會像具有自由電子的導體一樣產生電流，而是產生**電極化**的現象。

電容為高中物理課程內容，可以衡量物質儲存電荷的能力，定義為電量(q)與電壓(V)的比值；經由高斯定律可以得出第二個等式，如式(7)：

$$C = \frac{q}{V} = \frac{\epsilon A}{d} \dots\dots(7)$$

其中 A 為測量電容時，兩平行電板的表面積，d 則為兩電板的距離。而電容率定義為電位移(Electric Displacement)與電場的比值，亦與電容成正比。在應用上，電容率可用以衡量一個介電質因應外加電場的**電極化程度**，電極化傾向越高者，電容率就越大。

關於介電常數，又稱為**相對電容率**(Relative Permittivity, ϵ_r)，定義如式(8)：

$$\epsilon_r \equiv \frac{\epsilon}{\epsilon_0} = \frac{C}{C_0} \dots\dots(8)$$

其中 ϵ_0 是真空電容率，同理 C_0 就是真空中電容。實驗上獲得相對電容率的方法多是透過量測電容，再除以 C_0 標準化而得。由於相對電容率是一**衡量電極化的指標**，因此在化學上可用來**判斷介電質分子的極性**。一般將 15 以上歸類為具極性物質，以下則屬非極性物質(Lowry and Richardson, 1987)。表 4 詳列前述 7 種相關液體在 20°C 下的相對電容率(ACS, 2005)。

三、偶極矩

偶極矩(μ)是現行高中化學課綱的內容。

此概念是從**電負度差**產生的，當一個分子中的任兩個鍵結原子間因電負度不同而產生電荷分布不均勻的現象，稱為**鍵偶極**。而整個分子的偶極矩為各鍵偶極之向量和，如式(9)：

$$\vec{\mu} = \sum_i q_i \vec{r}_i \dots\dots(9)$$

其中 q 為電量、r 為距離，向量乃由正端指向負端。常用單位為 D(Debye unit, 德拜)，與 SI 制的換算如式(10)：

$$1 \text{ D} = 3.336 \times 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m} \dots\dots(10)$$

以一個質子與電子相距 100 pm 的系統為例，其偶極矩大小的計算如式(11)：

$$\begin{aligned} \mu &= (1.6 \times 10^{-19} \text{ C})(100 \times 10^{-10} \text{ m}) \\ &= (1.6 \times 10^{-19} \text{ C} \cdot \text{m}) \left(\frac{1 \text{ D}}{3.336 \times 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}} \right) \\ &= 4.80 \text{ (D)} \dots\dots(11) \end{aligned}$$

前述 7 種相關液體的分子偶極矩數據詳列於表 5 (CCBDB, 2020)。

表 4、相關液體 20°C 下的相對電容率

物質	相對電容率(ϵ_r)
環己烷	2.02
苯	2.28
乙醚	4.27
氯仿	4.81
乙醇	24.60
DMF	38.25
水	78.54

表 5、相關液體的偶極矩

物質	偶極矩(D)
環己烷	0.000
苯	0.000
氯仿	1.010
乙醚	1.150
乙醇	1.441
水	1.855
DMF	3.820

四、互溶性

當兩物質(一般多指兩液體)得以在各種比例下皆均勻混合，沒有產生沉澱或分層，即稱此兩物質**混溶**。有關前述 7 種溶液的互溶性結果詳列於表 6(Merck, n.d.)。

表 6、相關液體的互溶性結果

物質	環己烷	苯	乙醚	乙醇	丙酮	DMF	水
環己烷		O	O	O	O	X	X
苯	O		O	O	O	O	X
乙醚	O	O		O	O	O	X
乙醇	O	O	O		O	O	O
丙酮	O	O	O	O		O	O
DMF	X	O	O	O	O		O
水	X	X	X	O	O	O	

O：混溶 X：不混溶

五、三種極性相關參數對互溶性預測結果之討論

觀察此 7 種液體的極性指數、介電常數以及偶極矩的數據，可發現三者的大小順序大致相似，但其中仍有不少差異值得

探討。

較明顯的是**偶極矩**與另外兩種極性相關指標的大小排序，與互溶性的預測結果有較大的不同。根據表 5，水分子的偶極矩 1.855D 小於 DMF 的 3.820D，且差距顯著；另一常見的液態分子「丙酮」，其為 2.880D 也比水大。而根據表 3 與表 4，水分子的極性指數與介電常數均為最大。然而，從表 6 的互溶性結果可知，實際上水的極性應是大於 DMF 的，因為 DMF 可以與苯和乙醚互溶，但水不行。根據同類互溶原則，DMF 與苯和乙醚應較屬於同類。因此，**由偶極矩這項極性指標所預測的極性大小，與實際互溶性結果偏差較大。**

從偶極矩的定義深入分析這個偏差現象，可得出以下的討論。在探討互溶的情況下，就單一分子本身而言，由於偶極矩是分子內各個鍵偶極的向量和，其中某些鍵偶極的**向量分量**便容易因為**抵消**而造成偶極矩這項極性指標被低估。例如水分子的鍵角約呈 107.5°，即使氫原子與氧原子的電負度差很大，但分子結構因素卻造成兩支氫氧鍵的鍵偶極，其水平分量(紅色箭頭)遭到抵消，使得最終偶極矩僅反映出垂直分量(藍色箭頭)，如圖 3。因此，偶極矩由於定義與計算上的複雜因素，**較不適合做為判斷互溶性的極性指標。**

至於**極性指數**和**介電常數**，若比較兩者在量化極性大小上的差異，可發現在 7 者中僅於苯與乙醚的大小排序上相反，惟此兩者間數據上的差異均很小，並且皆可呼應互溶性結果。

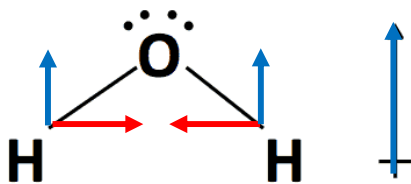


圖 3、水分子鍵偶極向量分析

深入分析這兩項指標的產生方式，可知極性指數是透過**實際與三種標準物質比較其互溶結果換算**而得；由於此種參數為透過實驗所得，因此結果最接近多分子實際互動下的互溶情形。而介電常數乃經由**量測電容而獲得**，是相當固定且明確的物理量，故本指標可系統性地衡量介電質的電極化能力。此二者數值的相關性相當地高，**量測結果與互溶性數據亦十分符合**，故均**適合作為量化和預測極性大小的指標**。兩者更可相互參照使用，以更全面地判斷互溶性。

上述 7 種液體中，極性指數和介電常數差距均過大者，如水與環己烷、苯和乙醚等，彼此可視為「**不同類**」，無法呈現混溶現象；反之，若此兩項指標的數值均相近者，如環己烷、苯與乙醚等，彼此可視為「**同類**」，亦確實可發現具有混溶現象。因此，**透過合適的指標量化極性大小，可以讓我們更清楚地判斷究竟哪些分子互為同類，哪些又屬於不同類**。

肆、同類互溶原則的限制

從第貳部分的熱力學理論探討與第參部分的量化數據分析，可得出同類互溶原則可適用於液態小分子的結論。但實際生

活中存在的分子並非都如此小而簡單。因此，同類互溶原則是否有其應用上的侷限？

在此以一個**大型固態分子**溶於各種常見液態溶劑的分析為例。Abdul Mudalip 等人在 2013 年以非類固醇消炎止痛藥「甲芬那酸(Mefenamic Acid)」作為溶解度研究對象。甲芬那酸結構相對複雜，具有兩個苯環、胺基與羧基，如圖 4(Chem Spider, n.d.)。

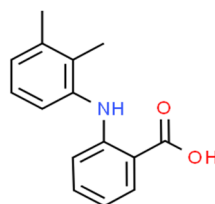


圖 4、甲芬那酸結構式

根據文獻，甲芬那酸在 0.1 Mpa、25°C 下於環己烷、乙醇、DMF 及水中的溶解度數據如表 7。

表 7、甲芬那酸在 0.1MPa、25°C 下的溶解度數據

物質	溶解度(莫耳分率 X)
環己烷	0.0009
乙醇	0.0019
DMF	0.0171
水	0.0000

甲芬那酸本身可以測量出固定的極性指數與介電常數。雖然在四種溶劑中的溶解度均不是很高，但就變化趨勢而言，甲芬那酸在前三者中隨著溶劑的極性增加，其溶解度也逐漸上升，差距將近 19 倍；然而在極性最大的水中，甲芬那酸的溶解度卻

突然降至表中最低，甚至是完全不可溶。由於 DMF 與水在前述幾個指標中顯示極性大小較為相近，彼此接近同類，與環己烷和乙醇則較不屬於同類。於此情況下，同類互溶便無法解釋此一現象。

推測此一現象是因為在複雜的大型分子中，局部原子團的極性大小不一，導致各部份分別具有**不同類的特性**，如甲芬那酸中的苯環、胺基與羧基等。由於它們與溶劑分子間的作用力與亂度變化等熱力學因素的變化不同，因此這種**複雜分子實在難以被歸類**，此時同類互溶原則就**無法有效地預測整體的溶解度**。

伍、結論

完整地運用同類互溶原則判斷小分子的互溶性時，需要有**合適的指標將物質的極性大小量化**，藉此**判斷彼此是否互為同類**。同類者往往即可**互溶**，非同類者不易互溶。

本文首先以常見的水、乙醇、乙醚和苯等液態小分子，進行溶解焓、溶解熵和吉布斯自由能的**熱力學理論分析**，其數據結果可**有效地透過自發性高低解釋同類互溶原則**；同時經深度分析可發現溶解焓與溶解熵在各組中皆發揮著不盡相同的影響力。這也意味著，若僅透過高中課綱內的分子間作用力探討吸放熱，實無法完整地解釋同類互溶效應，必須**納入考量亂度變化的溶解熵效應**。就溶解反應的三組例子可知，「**高度極性+高度極性**」與「**低度極性+低度極性**」分子間溶解的自發性較高，「**高度**

極性+低度極性」分子間的溶解自發性較低，皆符合同類互溶原則的預測。三組例子中以「**高度極性+高度極性**」組合，溶解自發性受溶解焓的影響最明顯，但三組主要影響原因仍為**溶解熵因素**。

接著在「同類」分子的判定上，本文介紹了極性指數、介電常數與偶極矩等三種指標的意義，並且詳列出上述四種液態分子再加上環己烷、氯仿和二甲基甲醯胺等 7 種液態小分子的相關數據以及實際互溶結果。透過相互比對以及原理分析，推測由於**偶極矩**會受到單一分子內鍵偶極向量和抵銷等因素所影響，造成由偶極矩所推論的極性大小與實際互溶性表現不甚一致，因此較**不適合**單獨以偶極矩的數據做為探討互溶性時判定是否「同類」的依據。而**極性指數**是從溶解度的實驗數據歸納而得，**介電常數**則是從電容測量來展現電極化能力，兩者確實與互溶結果可高度呼應，故為較**合適**的極性量化指標。

然而當探討對象不再是簡單小分子，而是更加複雜的大分子時，單一分子內不同部位的原子團就可能展現「不同類」的特性，它們與溶劑分子的分子間的作用力與亂度變化均不同；若是離子晶體，則更有晶格能等因素需考量。因此同類互溶原則的使用，當以探討小分子為最合適的範圍。

陸、結語

同類互溶原則在分析化學、生物化學以及藥理學等領域裡皆有其重要性，因此高中學生若能對於此原則有更加全面的認

識，想必是有所裨益。

而本文旨在引導高中學生在既有能力範圍內，一方面多方**跨領域整合現有知識**，如化學領域的焓、分子間作用力、偶極矩和互溶性等概念，以及物理領域的電容等電學範疇的應用。另一方面亦**適當地加深加廣**，引入吉布斯自由能、亂度、極性指數和介電常數等，以多面向地進行探討。更透過**理論分析搭配實際數據**相互比對與應證，實踐科學的精神，讓學生可以擁有更廣泛與全面的學習視野。

資料來源

- Abdul Mudalip, S. K.; Abu Bakar, M. R.; Jamal, P.; Adam, F. (2013). Solubility and Dissolution Thermodynamic Data of Mefenamic Acid Crystals in Different Classes of Organic Solvents. *J. Chem. Eng. Data*, 58, 3447–3452.
- American Chemical Society Division of Organic Chemistry. (2005). *Common Solvents Used in Organic Chemistry: Table of Properties*. Retrieved July 6, 2021, from <https://organicchemistrydata.org/solvents/>
- Belousov, V. P.; Makarova, I. L. (1971). Mischungswärme in ternären Systeme Wasser-Ethanol-Dioxan bei 25°C. *Vestn. Leningr. Univ. Fiz. Khim.*, 113-117.
- Chem Spider. (n.d.). Mefenamic acid. Retrieved July 8, 2021, from <http://www.chemspider.com/Chemical-Structure.3904.html>.
- Computational Chemistry Comparison and Benchmark DataBase. (2020). Experimental Dipoles. Retrieved July 8, 2021, from <https://cccbdb.nist.gov/diplistx.asp#NSRDS-NBS10>.
- Hsieh, S. (1999). Modeling the excess Gibbs free energy for selected binary and ternary alcohol-water mixtures. Emporia State University. Kansas: Emporia State University.
- Lowry, T. H.; Richardson, K. S. (1987). *Mechanism and Theory in Organic Chemistry* (3rd ed.). San Francisco: Benjamin Cummings.
- Merck. (n.d.). *Solvent Miscibility Table*. Retrieved July 8, 2021, from <https://www.sigmaaldrich.com/TW/en/technical-documents/technical-article/analytical-chemistry/purification/solvent-miscibility-table>
- Otterstedt, J.-E.A.; Missen R.W. (1966). Heats of Mixing for Some Benzene Solutions. *J. Chem. Eng. Data*, 11, 3, 360-361.
- Signer, R.; Arm, H.; Daeniker, H. (1969). 8. Mitteilung: Dampfdrücke, Dichten, thermodynamische Mischungsfunktionen und Brechungsindices der binären Systeme Wasser - Tetrahydrofuran und Wasser - Diäthyläther bei 25 °C. *Helv. Chim. Acta*, 52, 2347-2351.
- Silberberg, M.; Amateis, P. (2018). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*(8th ed.). New York: McGraw Hill.
- Silverstein, T. P. (1998). The Real Reason Why Oil and Water Don't Mix. *J. Chem. Educ.*, 75, 116–118.
- Snyder, L. R. (1974). Classification of the solvent properties of common liquids. *Journal of Chromatography*, 92(2), 223–230.
- Windholz, M. (1983). *The Merck Index* (10th ed.). New Jersey: Merck.
- Wittig R.; Lohmann J.; Gmehling J. (2003). Vapor-Liquid Equilibria by UNIFAC Group Contribution. 6. Revision and Extension. *Ind. Eng. Chem. Res.*, 42, 1, 183-188