

化學

高級補充程度

本課程以香港中學會考化學科課程為基礎，考生應具備該課程的知識。

本課程是一個修讀期為兩年的高補程度化學科課程。考生修讀後，可為未來進修與化學有關的學科作好準備。

本課程並非教學大綱，故在教學時不必遵循其中各課題編排的先後次序。本課程的說明部分列出了處理有關內容的範圍和深度。必須指出，說明文字的長短，與學習該部分所需時間的多少無關。

本課程所建議的實驗和活動是多於所需的，其中有些實驗或活動的性質相似並可互相替代。因此，教師應作適當的判斷及選擇，而不須安排全部活動。

目標

本課程的目標如下：

1. 促進學習化學的興趣，並發展在瞬息萬變世界中成年人生活所需的科學認知能力。
2. 認識在現實世界中的事實和規律。
3. 理解化學概念及其原理。

4. 發展實驗技能和對安全問題有所警覺。
5. 發展科學探究的技能，包括客觀觀察、分析和解釋資料的能力。
6. 培養研習化學科所需的溝通技巧。
7. 培養解決問題及作理智決定的能力。
8. 明白應對化學科及其在日常生活中應用的正確評價。
9. 了解化學對社會、經濟、環境及科技的影響。

評估目標

本考試的目標在測驗以下能力：

1. 憶述及了解與化學有關的事實、規律、原理、方法、辭彙和規則。
2. 了解在計劃和進行實驗時，儀器和物料的使用。
3. 處理物料、操作儀器、安全地進行實驗和作準確的觀察。
4. 顯示對化學探究所用方法的認知。
5. 分析及解釋自不同來源的數據，並作正確的結論。
6. 處理及轉譯化學數據，並作有關的計算。
7. 應用化學知識，以解釋觀察所得和解答未經接觸的難題。
8. 選擇及組織適用的科學資料，並能作適當的及有條理的傳意。
9. 明白化學在社會、經濟、環境和科技上的應用。
10. 根據驗證跡象和論據來作決定。

評核模式：

下表綜合了評核的不同部分：

試卷	說明	比重	時間
一	甲部：短題目（必答題）	32%	1小時30分鐘
	乙部：論述題（2題選答1題）	8%	
二	結構題（必答題）	40%	1小時30分鐘
三	教師評審制 ¹	20%	高補程度課程期間

¹ 所有學校考生必須參加教師評審制，由校內教師在整個高補程度課程內評估考生的一系列實驗技巧及對化學科的學習態度。評審制的要求、規則、評分準則、指引及評估方法細則，可見於香港考試及評核局派發給各學校的高級程度化學科教師評審制手冊。

自修生必須在報考年份兩年前，經學校呈交教師評審制分數，始能報考高級補充程度化學科考試。考生卷三分數將由往年的評審制分數推算而得。

筆試(卷一及卷二)

試卷中題目可能設問考生不熟悉的情境。在此類題目中，考生可能要先閱讀一些以文字、圖表或坐標圖表達的資料，並應用他們所學的知識及技能來解答設問於所提供資料的問題。

教師評審制 (卷三)

考生須於中六及中七兩學年內完成不少於 13 個實驗。

所評審的能力範圍包括

能力範圍「A」：

- (a) 儀器使用及進行實驗時所展示的操作技巧是否適當；
- (b) 能否作準確的觀察和量度。

能力範圍「B」：

- (a) 紀錄及發表數據的形式是否適當；
- (b) 能否解釋實驗結果及作出適當的結論；
- (c) 設計實驗的能力。

能力範圍「C」：

對化學實驗所持的態度是否恰當。

附註

1. 本科採用國際單位(SI units)。
2. 有關化合物的命名，考生應參閱香港考試及評核局於 2002 年出版的《化合物系統命名指引》和英國理科教育學會於 1985 年出版的 "Chemical Nomenclature, Symbols and Terminology for Use in School Science"。同時，應考慮命名是否清楚、明確，不應盲目依循嚴格的法則。
3. 化學名詞的中文譯名以 1999 年香港教育署課程發展議會編訂的《中學化學科常用英漢辭彙》為準。
4. 所有考生，包括學校考生及自修生，在考評局要求時均需呈交實驗報告以備檢查。

1. 摩爾與化學計量學

在此開首的一章，學生將重溫在中四至中五學習過的概念。由於原子、分子和離子極為微細，學生應明瞭這些粒子的性質通常以摩爾為單位作相互比較；學生亦應明瞭亞佛加德羅常數乃常用以比較物質的物理和化學性質的一個數字。化學計量學是研習化學物質的定量組成和在化學反應中涉及的定量變化，進行化學計量學的計算，可幫助學生鞏固在定量化學中所學到的概念。

學生應認識有關氣體壓強、體積和溫度關係的理想氣體方程；但不須論及氣體分子運動學說和真實氣體的非理想習性。

課題	說明	相關活動
1.1 摩爾概念	相對同位素質量、相對原子質量和相對分子質量。 摩爾和亞佛加德羅常數。 氣體的摩爾體積。 理想氣體方程 $pV=nRT$ 。	
1.2 實驗式與分子式	利用燃燒物質所得的數據或質量組成導出實驗式。 從實驗式和相對分子質量導出分子式。	
1.3 化學方程式和化學計量學	反應中反應物和生成物的計量關係。 與下列各項有關的計算： (i) 反應質量 (ii) 氣體體積 (iii) 溶液的濃度和體積	進行涉及酸鹼反應、氧化還原反應或其他反應的滴定實驗以闡釋有關計量學的概念。

2. 原子的結構與周期表

所有物質均由原子組成，了解原子有助於理解鍵合和結構，並預測物質的性質。

元素的原子性質與其電子組態及其在周期表內的位置有關。學生應明瞭元素原子性質在周期中及族中所呈的變化。學生亦應能按元素在周表中的位置推測其性質。學生須不時參照課題2.5及課題7.1，以建立有關原子性質和周期表的正確概念。

<u>課題</u>	<u>說明</u>	<u>相關活動</u>
2.1 原子結構	質子、中子和電子作為原子的組分。 質子、中子和電子的相對質量和相對電荷。 原子核。原子和原子核的相對大小。	
2.2 電子結構：電子層及電子亞層	由下列圖形引證電子層和電子亞層的存在： (i) 個別元素的相繼電離焓圖形 (ii) 第一電離焓對原子序(至Z=20)的圖形	

<u>課題</u>	<u>說明</u>	<u>相關活動</u>
2.3 原子軌態	<p>原子軌態可視為電子出現概率甚高的區域。</p> <p>s 和 p 軌態的圖示。</p> <p>當主量子數分別為 1、2 及 3 時，s、p 和 d 軌態的數目及相對能量，以及 4s 軌態的數目及相對能量。</p>	
2.4 電子組態	<p>建立原子的電子組態的三個基礎原則：</p> <ul style="list-style-type: none">(i) 電子按軌態的能量由低至高填入 (構築原理, aufbau principle)(ii) 若軌態的能量相同，則須在各軌態先填入一個電子，然後才可把電子配對 (洪特規則, Hund's rule)(iii) 處於同一軌態中的各電子必須有不同的自旋方向 (泡利不相容原理, Pauli exclusion principle) <p>由 H 至 Zn 各孤立原子的電子組態。</p> <p>用以下方式表示電子組態：</p> <ul style="list-style-type: none">(i) 使用 1s、2s、2p、... 等的示式(ii) 「格中電子」示意圖	

	<u>課題</u>	<u>說明</u>	<u>相關活動</u>
2.5	周期表和元素的原子性質	顯示 s 棟、p 棟、d 棟及 f 棟的周期表。 周期表內元素的電離焓和原子半徑變化趨勢的解說。 (與課題7.1連繫)	搜尋及演示不同版本的周期表。

3. 能學

化學反應進行時同時亦發生能量變化。化學體系以不同形式吸入或放出能量。本章開始時介紹能學的基本概念及常見的焓變詞彙；利用簡單的量熱法進行實驗有助學生明瞭能學的概念。不須學習彈式量熱器等儀器的使用。

	<u>課題</u>	<u>說明</u>	<u>相關活動</u>
3.1	化學反應中的能變	能量守恆。 吸熱反應和放熱反應，及其與鍵的斷裂和形成的關係。	搜尋及演示有關化學能在日常生活上應用的資料。

<u>課題</u>	<u>說明</u>	<u>相關活動</u>
3.2 標準焓變	焓變(ΔH)視為恆壓下的熱變。 各種標準焓變，包括： (i) 中和焓變 (ii) 溶解焓變 (iii) 生成焓變 (iv) 燃燒焓變 使用簡單的量熱法測定反應焓變。	測定中和焓變、溶解焓變或燃燒焓變。
3.3 赫斯定律	利用赫斯定律 (Hess's law) 求出不能直接以實驗測定的焓變。 焓階圖。 涉及反應焓變的計算。	測定金屬氧化物、金屬碳酸鹽的生成焓變，或金屬鹽類的水合焓變。

4. 鍵和結構

本章建基於中四至中五化學課程的第二章。學生應明瞭物質世界中存有大量不同類別的物質與鍵合和結構有關，他們將學會繪出簡單化學物種的路易斯結構及利用粒子間的相互作用來解釋簡單化合物的性質。

透過學習本章，學生應明白八隅體規則有其局限性，利用靜電相互作用來解釋化學鍵的形成較為適合。化合物生成的能學為其相對穩定性提供若干定量資料。透過研習水和二氧化碳的壓強對溫度圖形，可幫助學生了解相變與分子間引力和分子動能的關係，但不須論及相律。

本章以物質的結構和性質的關係作總結。由於物質的性質與所含粒子的本質及其結構有關，認識物質的結構有助決定其應用。有時我們會設計一些具有特殊性質的物料。

<u>課題</u>	<u>說明</u>	<u>相關活動</u>
4.1 原子間結合力的本質	電子與原子核間的靜電相互作用，導致不同類型的鍵的形成。	
4.2 金屬鍵	以陽離子晶格和游動價電子模型說明金屬鍵。 引用金屬半徑數據和原子的價電子數目解釋金屬鍵的強度。	
合金	比較合金與其組成金屬的性質。	搜尋及演示有關合金的性質和用途的資料。

課題	說明	相關活動
4.3 離子鍵	離子的形成—第 I、II、VI 和 VII 族元素的原子傾向達致貴氣體的電子組態。	
形成離子化合物的能學	利用原子化焓變、電離焓、電子親合勢及晶格焓來表示形成離子化合物的波恩-哈柏循環 (Born-Haber cycle)。	比較 MgCl(s) 、 $\text{MgCl}_2(\text{s})$ 和 $\text{MgCl}_3(\text{s})$ 的標準生成焓變從而導出氯化鎂的化學式。
4.4 共價鍵	原子軌態重疊形成共價鍵。 配位共價鍵。 重鍵。	
鍵焓	利用能學數據來估算鍵焓。 利用鍵焓比較共價鍵的強度。	
分子和多原子離子的形狀	共價鍵的方向性。 利用價電子對相斥學說來解釋和預測簡單分子和多原子離子的形狀(以 BF_3 、 CH_4 、 NH_3 、 H_2O 、 PCl_5 、 SF_6 、 NH_4^+ 和 NH_2^- 為例)。 鍵角。	展示或製作簡單分子的模型。

<u>課題</u>	<u>說明</u>	<u>相關活動</u>
極性共價鍵	<p>電子雲的偏移導致極性共價鍵的形成。偶極矩作為簡單分子中共價鍵極化的例證。</p> <p>利用鍵合原子電負性的差異解釋鍵合電子對不平均共用的原因。</p> <p>電負性（鮑林標度，Pauling's scale）作為一任意標度，用以量度原子在分子中吸引電子的傾向。</p>	探討不均勻靜電場對流動液柱的影響
4.5 分子間的引力		
范德華力	<p>利用永久偶極、瞬時偶極和誘發偶極簡述范德華力的來源。</p> <p>二氧化碳的壓強對溫度圖形。</p>	
氫鍵	<p>研習第 IV、V、VI 和 VII 族元素的氫化物，及如醇和羧酸等化合物的沸點和氣化焓變，以帶出氫鍵的概念。</p> <p>氫鍵的本質。</p> <p>范德華力和氫鍵的相對強度。</p> <p>冰、蛋白質和脫氧核糖核酸(DNA)中的氫鍵。</p> <p>水的壓強對溫度圖形。</p>	<p>測定乙醇分子間氫鍵的強度。</p> <p>探討氫鍵對液體流動的影響。</p>

<u>課題</u>	<u>說明</u>	<u>相關活動</u>
4.6 物料的結構和性質	利用物料的結構和鍵合來解釋其物理性質。	
5. 化學動力學	<p data-bbox="611 619 1859 673">從經驗得知：有些反應需時甚久，但有些卻極為快速。化學動力學是學習反應速率、影響反應速率的各項因素和反應機理。</p> <p data-bbox="611 699 1859 753">在本章中，學生將學習各種常用監測反應進程的方法，以及如何由實驗數據導出速率方程。使用如數據記錄器等較精密的儀器，可使學生更有效地進行實驗及獲取更佳結果。</p> <p data-bbox="611 778 1859 865">學生應明白速率方程是由實驗結果導出，而反應機理則是反應的建議途徑。簡單碰撞理論是利用分子間碰撞來解釋單階段氣態反應，過渡態學說則描述反應物如何結合形成過渡態然後產生生成物。但不須論及此兩學說的數學運算。</p> <p data-bbox="611 890 1859 973">在研究和化學工業方面催化作用扮演重要角色。學生應認識均相催化作用和非均相催化作用，以及繪出催化反應的能線圖；他們亦應了解生物體內進行的反應均由酶催化，而且每一種酶只適用於某一特定反應。</p>	

<u>課題</u>	<u>說明</u>	<u>相關活動</u>
5.1 化學反應的速率	化學反應速率的意義。 使用化學方法和物理方法以監測反應的進程，即利用下列方法來監測反應物或生成物分量的變化：滴定法、測定生成氣體的體積、或用比色法量度在不同時間光的強度。	
5.2 影響反應速率的因素	濃度、溫度、壓強、表面積及催化劑等因素對反應速率的影響。	透過設計和進行實驗探討影響反應速率的因素。
5.3 速率方程和反應級數	從實驗結果測定簡單的速率方程。 零級反應、一級反應和二級反應。 速率常數。 一級反應的半衰期。	測定某一反應的級數。
5.4 亞列紐斯方程	以活化能解釋溫度變化對反應速率的影響。 應用亞列紐斯方程 (Arrhenius equation) $\ln k = \text{常數} - \frac{E_a}{RT}$ 測定反應的活化能。	測定某一反應的活化能。

	<u>課題</u>	<u>說明</u>	<u>相關活動</u>
5.5	在分子層面上解釋反應速率	基元反應與多階段反應。 決速步。 簡單碰撞理論應用於氣態系統及其局限性。 過渡態與能線圖。	
5.6	催化作用	催化劑可提供另一反應途徑，從而改變反應的速率。 均相催化和非均相催化。 催化作用的應用：哈柏法中的鐵、汽車排氣系統中的催化轉化器和製作酒精類飲品所用的酵素。	探討下列催化劑的作用： (a) 酸對於丙酮的碘化 (b) 氧化錳(IV)對於過氧化氫的分解 (c) $\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ 對於 $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ 與 $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq})$ 在酸性介質中的反應 搜尋及演示有關催化作用的重要性的資料。

6. 化學平衡

平衡狀態概念是化學的基礎。學生應理解化學平衡的動態本質，尤其是集約式性質恆常現象，以及當平衡體系遇到變化時，平衡位置移動。因此在工業製備中控制壓強、濃度和溫度等變數，以尋找最佳反應條件至為重要。

平衡定律描述平衡體系中反應物和生成物濃度的定量關係。學生應認識平衡常數 K_c ，以及學習應用平衡定律於酸和鹼的體系中。

課題	說明	相關活動
6.1 動態平衡	動態平衡的特徵。	探討一些平衡體系： (a) pH對 Br_2 水溶液的影響 (b) pH對 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{aq})/\text{K}_2\text{CrO}_4(\text{aq})$ 體系的影響
平衡定律	以濃度表示的平衡常數 K_c 。 有關 K_c 的計算。	測定下列反應的 K_c 值： $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\ell) + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\ell)$ $\rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_2\text{H}_5(\ell) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$ 或 $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{NCS}^-(\text{aq})$ $\rightleftharpoons \text{FeNCS}^{2+}(\text{aq})$

課題	說明	相關活動
濃度、壓強和溫度變化對平衡的影響	濃度和壓強的變化導致體系作出調節讓平衡常數 (K) 維持不變。 有關平衡成分的計算，其中涉及濃度的變化。 溫度的變化導致體系依據新的平衡常數作出調節。 利用方程式	計算反應商數以預測平衡位置的移動。
6.2 酸鹼平衡	$\ln K = \text{常數} - \frac{\Delta H}{RT}$ 說明在反應中溫度與 K 值的關係。 以哈柏法為例，闡釋工業生產過程中需同時考慮化學平衡與反應速率。 (與第5章連繫)	探討溫度和壓強的變化對以下反應的影響： $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$
酸鹼概念	布侖斯特-路里(Brønsted-Lowry)學說。以羧酸、醇和胺為例說明有機化合物的酸鹼性質。	
水的離解和pH	水的離子積(K_w)。pH 及其量度方法。	

<u>課題</u>	<u>說明</u>	<u>相關活動</u>
強酸、弱酸和強鹼、弱鹼	弱酸的離解常數(K_a)和弱鹼的離解常數(K_b)。利用 K_a 和 K_b (或 pK_a 和 pK_b) 的數值比較弱酸或弱鹼的強度。涉及 pH 、 K_a 和 K_b 的計算。(如所涉及的離解作用多於一步驟，則計算只限於其中的一步驟。)	量度 pH 以測定弱酸的 K_a 值或弱鹼的 K_b 值。
緩衝溶液	緩衝作用的原理。 涉及緩衝溶液成分和 pH 值的計算。	比較酸或鹼對緩衝溶液及非緩衝溶液 pH 值的影響。
酸鹼滴定和指示劑的選擇	pH 滴定曲線。 酸鹼指示劑學說的簡述 參照顏色變化的 pH 範圍選擇指示劑。	測定一些酸鹼指示劑的 pH 範圍。 使用雙指示劑法進行酸鹼滴定實驗。

7. 在周期表內元素的周期性質

透過本章的學習，學生可認識周期表在化學中的重要性。學生須學習以下知識及概念：一些元素的物理性質的周期趨向，以及一些氧化物性質的周期關係。

	<u>課題</u>	<u>說明</u>	<u>相關活動</u>
7.1	由H至Ar各元素物理性質的週期變化	第一電離焓變、原子半徑、電負性與熔點的變化。利用結構和鍵合概念解釋這些變化。 (與第2.5節連繫)	
7.2	由Li至Cl各元素的氧化物的週期關係	這些元素的氧化物的鍵合和計量成分，及這些氧化物分別與水、稀酸和稀鹼的反應習性。	探討第三週期元素的氧化物的性質。

8. 有機化學

由碳的獨特性和碳化合物的普遍性，可理解有機化學是化學的一個重要分門。加上從前學習得的基本概念和知識，學生應能對常見有機化合物的結構建立相關的概念。再者，學生應能運用有機化合物的系統名稱和通用名稱，與在學習上和日常生活上所得的化學知識和理解作溝通。

學生會學習一些常見官能基的化學反應。透過學習這些官能基的反應（包括所用試劑、反應條件及可觀察的變化），學生應學會分辨及檢定官能基的化學方法。除此之外，學生亦可認識到官能基互相之間的關係，從而意識到有機化學其中一項重要的貢獻—利用官能基之間的互換，來合成有用的有機化合物。進行簡單的化學試驗及製備有機化合物等實驗，有助學生明瞭本章涉及的化學反應。

學生研習本章後應對有機化學有初步認識，但不須利用反應機理來解釋有機化合物的反應。

課題	說明	相關活動
8.1 官能基和同系列	研習以下官能基： $>C=C<$ 、 $-X$ 、 $-OH$ 、 $-O-$ 、 $-CHO$ 、 $>C=O$ 、 $-CO_2H$ 、 $-NH_2$ 、 $-NHR$ 、 $-CN$ 、 $-CO_2R$ 和 $-CONH_2$ 。	展示或製作具不同官能基化合物的模型。
	官能基與碳鏈長度對有機化合物的物理性質的影響。	比較以下化合物的物理性質：丙烷、丁烷、戊烷、甲氧基甲烷、甲氧基乙烷、乙氧基乙烷、乙醇、丙-1-醇和丁-1-醇。

<u>課題</u>	<u>說明</u>	<u>相關活動</u>
8.2 系統命名法	使用系統方法為在碳鏈中不多於八個碳原子的化合物命名。	搜尋常見有機化合物的通用名稱。
8.3 同分異構	結構異構。 擁有相同官能基的同分異構體。 擁有不同官能基的同分異構體。 幾何異構 因 $C=C$ 鍵的剛性而導致無環有機化合物中出現順-反異構體。 以含有一個手性碳原子的化合物說明對映異構。	展示或製作順-丁-2-烯和反-丁-2-烯模型。 比較順-丁烯二酸和反-丁烯二酸的性質。 利用交疊的起偏振片或旋光計說明旋光性。 研習含手性碳化合物的立體模型。 搜尋和演示有關手性藥物的資料。

<u>課題</u>	<u>說明</u>	<u>相關活動</u>
8.4 各種官能基的化學反應	研習以下官能基的化學反應： (i) 烷烴：與鹵素的取代反應 (ii) 烯烴：與氫、鹵素及鹵化氫的加成 (iii) 鹵烷：與 OH^- 及 CN^- 的取代反應 (iv) 醇：與鹵化物的取代反應；脫水生成烯烴；一級醇氧化成醛和羧酸；二級醇氧化成酮 (v) 醛和酮：與氰化氫及肼的反應 (vi) 羧酸：酯化、還原反應及酰胺生成 (vii) 酯：水解 (viii) 酰胺：水解 官能基的互換	進行化學試驗檢定官能基。 用2-甲基丙-2-醇製備2-氯-2-甲基丙烷。 利用衍生物的製備以鑑定羰基化合物。 分析市售阿士匹靈藥片。 檢視反應綱要及一些重要的有機化學合成路線。

9. 化學的應用

化學家對社會的貢獻之一是製備種類繁多的有用物料如塑膠等。化學家亦為全人類福祉發展新藥物的過程中，扮演不可或缺的角色。學生會遇上常見藥物結構，但毋須強記。總的來說，研習聚合物的科學和常用藥物中的有效成分，可讓學生進一步理解科學、科技、社會和環境的關係。最後，透過研習與綠色化學有關的概念和實踐案例，學生應對化學家在可持續發展中扮演的角色有基本的認識。

<u>課題</u>	<u>說明</u>	<u>相關活動</u>
9.1 合成聚合物	<p>加成聚合。 以聚乙烯(PE)、聚丙烯(PP)、聚苯乙烯(PS)、聚氯乙烯(PVC)、聚四氟乙烯(PTFE)和聚甲基丙烯酸甲酯(PMMA)等為例說明加成聚合物的生成和用途。</p> <p>縮合聚合。 以尼龍、凱夫拉爾(Kevlar)、滌綸(Dacron)和脲甲醯為例，說明聚酰胺與聚酯的生成和功用。</p>	<p>觀看製造塑膠的錄像。</p> <p>討論聚合物的發展為我們的社會帶來的影響。</p>

<u>課題</u>	<u>說明</u>	<u>相關活動</u>
9.2 藥物	<p>以下列事例說明結構對性質（如密度、硬度、剛性、彈性、生物可降解性）的影響：</p> <ul style="list-style-type: none">(i) 高密度聚乙烯和低密度聚乙烯(ii) 尼龍和凱夫拉爾(iii) 聚合物的硫化作用(iv) 生物可降解塑膠	<p>搜尋和演示可用作黏合劑、半導體和藥物載體的聚合物料的結構和性質有關的資料。</p>
	<p>以阿士匹靈為例，說明藥物發展的主要階段：</p> <ul style="list-style-type: none">(i) 導引化合物的發現(ii) 分子結構的修訂(iii) 配方的發展(iv) 安全測試和臨床試驗(v) 獲准公開發售	<p>研習阿士匹靈、醋氨酚和丙種維生素等市售藥物的結構和用途。</p> <p>搜尋和演示阿士匹靈發展過程的資料。</p> <p>從阿士匹靈藥片提取乙酰水楊酸。</p>
	<p>麻醉藥物 (以嗎啡及海洛因為例) 和它們的不良效應。</p> <p>興奮劑 (以氨胺酮及苯基乙胺為例) 和它們的不良效應。</p>	<p>討論常見的麻醉藥和興奮劑（例如嗎啡、可待因、海洛因、大麻、麥角酰二乙胺(LSD)、狂喜(Ecstasy)和氨胺酮(Ketamine)）產生的生理和心理的影響。</p> <p>討論使用藥物的利弊。</p>

<u>課題</u>	<u>說明</u>	<u>相關活動</u>
9.3 綠色化學	為促進可持續發展的綠色化學原則。 以下列事例說明綠色化學的實踐： (i) 使用超臨界二氧化碳移除咖啡因 (ii) 使用添加了錳基催化劑的 H_2O_2 作為漂白劑	討論在日常生活應用中運用綠色化學的原則的可行性。 搜尋和演示應用綠色化學的實踐的資料。