中五化學練習卷：反應速率、化學平衡與工業化學

中五（S5）　化學　｜　時限：75 分鐘　｜　總分：100 分　｜　共 12 題

甲部：反應速率

全部小題均須作答，計算題須列出步驟及單位。

1. 鋅粒與過量稀鹽酸反應，以氣體注射器收集氫氣，體積隨時間變化如下：0 s：0 cm³；30 s：20 cm³；60 s：34 cm³；90 s：44 cm³；120 s：50 cm³；150 s：52 cm³。(a) 計算 0 至 60 s 的平均反應速率，以 cm³ s⁻¹ 表示。(b) 計算 60 至 120 s 的平均反應速率，並與 (a) 比較。(c) 解釋速率隨時間下降的原因，並指出若把鋅粒換成鋅粉，曲線在首 30 s 會怎樣改變。

答案：(a) 速率 = (V₂ − V₁) ÷ (t₂ − t₁) = (34 − 0) ÷ (60 − 0) = 0.57 cm³ s⁻¹（約 0.57 cm³ s⁻¹）。(b) 速率 = (50 − 34) ÷ (120 − 60) = 0.27 cm³ s⁻¹，只有前段的約 47%。(c) 鹽酸濃度隨反應消耗而下降，碰撞頻率減少，故速率遞減；曲線漸漸平坦代表反應接近完成（鋅耗盡或酸濃度太低）。換成鋅粉會增大表面積，首 30 s 收集到的氣體明顯較多，曲線較陡，但最終體積不變（限量試劑仍是酸）。

2. 把 0.40 mol dm⁻³ 硫代硫酸鈉溶液與稀鹽酸混合，以錐形瓶底的十字記號被硫沉澱遮蓋所需的時間作量度，結果為：0.40 mol dm⁻³ 需 25 s；0.20 mol dm⁻³ 需 50 s；0.10 mol dm⁻³ 需 100 s。(a) 以 1 ÷ 時間 表示相對速率，列出三次實驗的數值。(b) 由數據推斷反應對硫代硫酸鈉的級數，並說明理由。(c) 為什麼每次實驗都要用相同的總體積、相同的溫度及同一支錐形瓶？

答案：(a) 相對速率依次為 0.04、0.02、0.01 s⁻¹：濃度每減半，時間加倍，速率減半。(b) 濃度和速率成正比（0.40 → 0.20 時速率由 0.04 降至 0.02，剛好一半），故對硫代硫酸鈉為一級反應。(c) 總體積相同可確保每次稀釋程度一致，濃度才是唯一變數；溫度影響分子平均動能，若不固定，速率變化便不能歸因於濃度；同一錐形瓶使十字記號的大小與沉澱觀察距離一致，減少人為誤差。時間量度以「看不見十字」為主觀判斷，宜由同一人觀察。

3. 反應 A + B → 產物的初始速率數據如下：實驗 1：[A] = 0.10 mol dm⁻³，[B] = 0.10 mol dm⁻³，初始速率 = 2.0e-03 mol dm⁻³ s⁻¹；實驗 2：[A] = 0.20 mol dm⁻³，[B] = 0.10 mol dm⁻³，初始速率 = 8.0e-03 mol dm⁻³ s⁻¹；實驗 3：[A] = 0.10 mol dm⁻³，[B] = 0.20 mol dm⁻³，初始速率 = 4.0e-03 mol dm⁻³ s⁻¹。(a) 求反應對 A 及對 B 的級數。(b) 寫出速率方程，並計算速率常數 k 及其單位。(c) 若 [A] 與 [B] 同時加倍，初始速率會變為原來的多少倍？

答案：(a) 比較實驗 1 與 2：只有 [A] 加倍，速率由 2.0e-03 增至 8.0e-03，即 4 倍，故對 A 為 2 級。比較實驗 1 與 3：只有 [B] 加倍，速率增至 2 倍，故對 B 為 1 級。(b) 速率 = k[A]²[B]。k = 速率 ÷ ([A]²[B]) = 2.0e-03 ÷ (0.10² × 0.10) = 2.00 mol⁻² dm⁶ s⁻¹。(c) 速率比 = 2² × 2¹ = 8 倍；即由 2.0e-03 增至 1.6e-02 mol dm⁻³ s⁻¹。

4. 某反應在 25 ° C 時的速率為 v。經驗規律指出：溫度每升高 10 ° C，反應速率約增加一倍。 (a) 由 25 ° C 升至 65 ° C，速率約變為原來的多少倍？ (b) 以碰撞學說解釋為何升溫能加快反應，並指出速率增加主要來自哪兩方面。 (c) 加入催化劑同樣能加快反應，但與升溫在能量分佈圖上的效果有何不同？試比較兩者對平衡位置的影響。

答案：(a) 溫升 = 65 − 25 = 40 ° C，即 4 個 10 ° C 間隔，倍數 = 2^4 = 16 倍。 (b) 升溫使分子平均動能上升，速度加快，碰撞頻率增加；更關鍵的是能量大於或等於活化能的分子比例大幅上升（麥士維－玻爾茲曼分佈向右移），有效碰撞次數因而劇增。前者影響較小，後者是速率倍增的主因。 (c) 升溫把整個分佈向右移，活化能位置不變；催化劑則提供較低活化能的新反應途徑，分佈曲線形狀不變而門檻下降。催化劑不改變正逆反應的活化能差，故不改變平衡位置與平衡常數，只縮短達到平衡的時間；升溫則同時加快正逆反應，並使放熱反應的平衡位置左移、Kc 下降。

乙部：化學平衡

全部小題均須作答，數值答案須準確至指定小數位。

5. 某反應的活化能為 50 kJ mol⁻¹。 (a) 在 50 ° C 時反應需 8 分鐘完成，若把溫度升至 100 ° C，按「每升 10 ° C 速率加倍」估算所需時間。 (b) 在能量分佈圖上畫出（以文字描述）25 ° C 與 75 ° C 兩條曲線，並標示活化能位置，說明曲線下面積的意義。 (c) 解釋為何活化能高的反應對溫度變化特別敏感。

答案：(a) 溫升 = 50 ° C，即 5 個 10 ° C 間隔，速率變為 2^5 = 32 倍，時間約縮短為 8 ÷ 32 = 0.25 分鐘（約 15.0 秒）。 (b) 兩條曲線由零起升、在低能量處有高峰、向右長尾；高溫曲線峰較低並整體右移，尾部在活化能右方較厚。活化能是圖上的一個固定能量門檻；曲線下面積代表具有該能量的分子比例，總面積為 1。門檻右方的面積就是能發生有效碰撞的分子比例。 (c) 活化能高，能跨越門檻的分子本來只佔極少數（位於分佈曲線極右的長尾）；溫度稍升便令這段尾部面積成倍增加，所以速率對溫度的敏感度大。活化能低的反應，大部分分子本來已在門檻之上，升溫的相對增益便小。

6. 在 430 ° C 下，把 0.500 mol dm⁻³ 的氫氣與同濃度的碘蒸氣放入密閉容器：$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$。達平衡時碘化氫的濃度為 0.780 mol dm⁻³。 (a) 計算平衡時 H_2 與 I_2 的濃度及 H_2 的轉化率。 (b) 計算該溫度下的平衡常數 Kc（註明單位或說明為何無單位）。 (c) 若在平衡混合物中再加入少量 HI，說明平衡如何移動、Kc 是否改變，以及最終 HI 濃度與原本比較的高低。

答案：(a) 由方程式，每生成 2 mol HI 消耗 1 mol H_2，故反應了的 H_2 = 0.780 ÷ 2 = 0.390 mol dm⁻³；平衡時 $[H_2] = [I_2] = 0.500 - 0.390 = 0.110$ mol dm⁻³；轉化率 = 0.390 ÷ 0.500 = 78%。 (b) $K_c = [HI]^2 \div ([H_2][I_2]) = 0.780^2 \div 0.110^2 = 50.3$。由于反應前後氣體分子數目相同（2 對 2），濃度單位的次方互相抵消，故 Kc 無單位。 (c) 加入 HI 使生成物濃度上升，反應商 Q 大於 Kc，淨反應向逆方向進行（HI 分解），以消耗部分加入的 HI，故最終 HI 濃度仍高於原本，但低於「加入量與原本之和」。Kc 只受溫度影響，加入 HI 不改變 Kc；若要 Kc 改變，必須改變溫度。

7. 哈柏法製氨：N_2 (g) + $3H_2$ (g) ⇌ $2NH_3$ (g)，$\Delta H = -92$ kJ mol^{-1}。(a) 把 10 mol N_2 與 30 mol H_2 混合，若完全反應，理論上可得多少 mol 及多少 g 的 NH_3（M = 17）？若實際產率為 35%，實際產量為多少 g？(b) 從平衡角度說明高壓有利、低溫有利，但工業上仍採用約 450 °C，原因為何？(c) 提出兩個提高氨產量的可行操作，並解釋各自的原理。

答案：(a) 10 mol N_2 需 30 mol H_2，氫氣恰好足夠（摩爾比 3:1），無限量試劑問題。由方程式 1 mol N_2 生成 2 mol NH_3，故 NH_3 = 20 mol，質量 = 20 × 17 = 340 g。產率 35% 時實際得 340 × 0.35 = 119.0 g。(b) 正反應氣體摩爾數由 4 減至 2，加壓使平衡右移，故高壓有利；正反應放熱，降溫使平衡右移，故低溫有利。但溫度太低反應速率極慢，催化劑亦需一定溫度才有效，故取 450 °C 左右的折衷，以速率換取可接受的平衡產率，並靠高壓與循環使用未反應氣體補償。(c) ①把生成的氨不斷液化移走：生成物濃度下降，Q 小於 Kc，平衡持續右移。②循環未反應的氮氫混合氣並保持高壓：提高反應物分壓，平衡右移並充分利用原料。（其他可行答案：使用鐵催化劑以縮短達平衡時間、以冷凝分離氨。）

8. 接觸法製硫酸的關鍵步驟：$2SO_2$ (g) + O_2 (g) ⇌ $2SO_3$ (g)，$\Delta H = -197$ kJ mol^{-1}，使用 V_2O_5 催化劑，溫度約 450 °C、壓力略高於 1 atm。(a) 100 mol SO_2 完全氧化，需氧氣多少 mol？生成 SO_3 多少 mol 及多少 g（M = 80）？(b) 解釋為何工業上不採用「極低溫＋極高壓」這種理論上最有利的組合。(c) 比較哈柏法與接觸法在條件選擇上的共通原則。

答案：(a) 由方程式摩爾比 2:1:2，100 mol SO_2 需 100 ÷ 2 = 50 mol O_2，生成 100 mol SO_3。質量 = 100 × 80 = 8000 g。(b) 極低溫雖使平衡幾乎完全右移，但反應速率極慢，催化劑在低溫下活性不足，實際無法在合理時間內達到平衡；極高壓需要厚壁反應器，成本高，且 SO_3 與酸性氣體在高溫高壓下腐蝕設備，風險大。故採用「足夠高壓、中等溫度、催化劑」的折衷，並以多段反應器配合段間冷卻及吸收塔移除 SO_3，令平衡持續右移。(c) 兩者都是放熱、氣體摩爾數減少的可逆反應，故高壓、較低溫有利；實際都受動力學（速率）與經濟（設備、能耗、催化劑活性）限制，故取中等溫度並以催化劑及移除生成物補償產率。共通原則是：熱力學決定「上限」，動力學與成本決定「實際操作點」。

丙部：工業化學與應用

全部小題均須作答，解釋題須引用原理或數據。

9. 實驗室以 25.0 g 碳酸鈣（M = 100）加熱分解：$CaCO_3$ (s) → CaO(s) + CO_2 (g)。實際得到 12.6 g 氧化鈣（M = 56）。(a) 計算理論產量、實際產率，以及生成的二氧化碳質量。(b) 計算以 CaO 為目標產物的原子經濟性，並解釋它與產率的分別。(c) 提出兩個令實際產率低於 100% 的原因，並建議如何改善。

答案：(a) $CaCO_3$ 摩爾數 = 25.0 ÷ 100 = 0.25 mol。由方程式 1:1，理論 CaO = 0.25 × 56 = 14.0 g。產率 = 12.6 ÷ 14.0 = 90%。CO_2 質量 = 0.25 × 44 = 11.0 g（由質量守恆：25.0 − 14.0 = 11.0 g，與 44 的計算相符）。(b) 原子經濟性 = 目標產物摩爾質量 ÷ 全體反應物摩爾質量之和 = 56 ÷ 100 = 56%。它只由方程式決定，是反應「固有」的效率上限，理論上不會因操作而改變；產率則是實際所得與理論所得之比，受反應不完全、副反應、轉移損失等影響，可以透過改善操作提高。(c) 原因：加熱溫度不足或時間不夠，部分 $CaCO_3$ 未分解；轉移產物時有粉末散失或殘留在坩堝內。改善：用較高溫度並充分加熱至恆重、在坩堝內冷卻後才稱量、減少轉移步驟並使用加蓋坩堝。（其他合理答案：樣本含雜質、吸收空氣中水分。）

10. 某可逆反應 A(g) ⇌ B(g) 在 298 K 的 Kc = 4.0。在某一刻，容器內 [A] = 0.250 mol dm⁻³、[B] = 0.250 mol dm⁻³。 (a) 計算此刻的反應商 Q，並判斷淨反應的方向。 (b) 說明 Kc 的大小與「平衡位置」的關係，以及 Kc 很大是否代表反應一定很快。 (c) 若把溫度升高後 Kc 降至 1.0，推斷該反應是放熱還是吸熱，並說明 [B] 會如何變化。

答案：(a) Q = [B] ÷ [A] = 0.250 ÷ 0.250 = 1.00。Q 小於 Kc（1.00 小於 4.0），故淨反應向正方向進行，[B] 上升、[A] 下降，直至 Q = Kc。 (b) Kc 越大，平衡時生成物相對反應物的比例越高，平衡位置越偏右；Kc 很小則偏左。但 Kc 只是熱力學量，與速率無關：Kc 很大只表示平衡有利於生成物，反應仍可能極慢（例如活化能很高），需要催化劑才在合理時間內達到平衡。 (c) 溫度升高令 Kc 由 4.0 降至 1.0，即平衡左移，按勒沙特列原理，升溫有利於吸熱方向，故逆反應為吸熱，正反應為放熱（ΔH 為負）。平衡左移使部分 B 轉回 A，故新的平衡下 [B] 比原本低、[A] 比原本高。

11. 某放熱的可逆反應在不同溫度下的平衡產率為：400 °C 時 78%，500 °C 時 63%。 (a) 計算由 400 °C 升至 500 °C 時，產率下降的百分點及相對跌幅。 (b) 在同一溫度下加入催化劑，說明速率–時間圖及產率–時間圖各有何變化（以文字描述曲線形狀）。 (c) 某學生認為「加入催化劑可以提高產率」，指出其錯誤並加以糾正。

答案：(a) 百分點跌幅 = 78 − 63 = 15 個百分點；相對跌幅 = 15 ÷ 78 = 19.2%。 (b) 速率–時間圖：加入催化劑後曲線即時上升至較高的高峰，然後隨反應物消耗而下降，最終回到零（或接近零）；不加入時曲線較平緩、高峰較低。產率–時間圖：兩者的最終水平線（平衡產率）完全相同，只是加催化劑的一條較早到達平台，即較快達平衡。 (c) 錯誤：催化劑不改變平衡常數與平衡位置，只加快正逆反應速率，故不能提高平衡產率。它提高的是「單位時間內的產量」以及在有限時間內實際達到的產率（若原本未達平衡）。要提高平衡產率，應改為較低溫度或較高壓力（若氣體摩爾數減少），或移除生成物。

12. 某化工廠要在哈柏法與接觸法之間分配有限的投資，兩個過程都涉及「理論最佳條件」與「實際可行條件」的取捨。 (a) 以哈柏法為例，說明熱力學、動力學與經濟三方面的考慮如何共同決定操作條件。 (b) 指出兩個過程在節能與減排上可採取的具體措施，並說明每項措施為何能奏效。 (c) 有工程師建議「把反應器溫度降到 300 °C 以提高產率」。以數據或原理評估此建議的利弊。

答案：(a) 熱力學：正反應放熱且氣體摩爾數減少，故低溫高壓有利，這是產率的上限。動力學：溫度越低速率越慢，催化劑在過低溫下活性不足，需約 450 °C 才有實用速率。經濟：高壓需要厚壁設備與壓縮能耗，循環壓縮與冷卻亦耗能；故取「中等溫度、足夠高壓、鐵催化劑、持續移除氨」的組合，使總成本最低而產率可接受。三者互相制約，最佳點不是任何單一因素的最佳點。 (b) ①段間冷卻與熱交換：把反應氣體的餘熱用來預熱進料，減少外加燃料，因反應放熱，回收熱量可直接抵銷部分能耗。②以冷凝或吸收方式連續移除產物（氨液化、SO_3 用濃硫酸吸收），使平衡持續右移，減少循環氣量與壓縮功。③選用活性較高、壽命較長的催化劑，可在較低溫度維持速率，兼顧產率與能耗。 (c) 降溫至 300 °C 確使平衡右移、平衡產率高於 450 °C 的水平，但速率大幅下降（按每升 10 °C 速率約加倍估算，由 450 °C 降至 300 °C 相差 15 個間隔，速率約降至原來的 $1 \div 2^{15}$ ，即三萬分之一左右），催化劑亦可能活性不足，結果是接觸時間極長、單位時間產量極低，除非大幅增加催化劑體積與反應器尺寸，否則不划算。結論：單看產率會誤判，須以「單位時間、單位成本」的產量作決策依據。

TutorZone 中五（S5）化學練習卷｜題目與文章為原創，並非任何學校或出版社的教材。