中五化學練習卷：反應速率、化學平衡與工業流程

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

甲部：反應速率（第 1 – 4 題）

全部題目均須作答；計算題須列出算式、代入步驟及單位。

1. 把 1.00 g 鋅粒加入過量 2.0 M 鹽酸，收集氫氣（室溫，摩爾體積 24.0 dm³ mol⁻¹）。實驗數據如下：0 s 時 0 cm³；60 s 時 120 cm³；120 s 時 210 cm³；180 s 時 280 cm³；240 s 時 330 cm³；300 s 時 360 cm³。(a) 求 0 至 120 s 之間氫氣產生的平均速率（cm³ s⁻¹）。(b) 求 180 至 300 s 之間的平均速率，並解釋兩者為何不同。(c) 計算 1.00 g 鋅完全反應可產生的最大氫氣體積，並判斷 300 s 時反應是否已完成。

答案：(a) 速率 = (210 − 0) ÷ 120 = 1.75 cm³ s⁻¹。(b) 速率 = (360 − 280) ÷ 120 = 0.67 cm³ s⁻¹。後期速率較慢，因為鹽酸濃度隨反應消耗而下降，而速率與反應物濃度成正比；同時鋅的表面積減少。(c) n(Zn) = 1.00 ÷ 65.4 = 0.0153 mol，n(H_2) = n(Zn)。V = 0.0153 × 24.0 = 0.3670 dm³ = 367 cm³。300 s 只收集到 360 cm³，仍少於 367 cm³，所以反應尚未完成。評分要點：兩段平均速率各 2 分、解釋 2 分、摩爾數與體積 2 分、結論 1 分。

2. 某反應 A + B → 產物的實驗數據（溫度相同）：實驗 1：[A] = 0.10 M，[B] = 0.10 M，初始速率 = 2.0 × 10⁻³ mol dm⁻³ s⁻¹；實驗 2：[A] = 0.20 M，[B] = 0.10 M，初始速率 = 4.0 × 10⁻³ mol dm⁻³ s⁻¹；實驗 3：[A] = 0.10 M，[B] = 0.20 M，初始速率 = 2.0 × 10⁻³ mol dm⁻³ s⁻¹。(a) 推斷該反應對 A 及對 B 的反應級數，並解釋你的推理。(b) 寫出速率方程，並計算速率常數 k 的數值及單位。(c) 若 [A] = 0.30 M、[B] = 0.50 M，求初始速率。

答案：(a) 比較實驗 1 與 2：[A] 加倍而速率加倍，所以對 A 是一級。比較實驗 1 與 3：[B] 加倍而速率不變，所以對 B 是零級。(b) 速率 = k[A]，k = 速率 ÷ [A] = 2.0 × 10⁻³ ÷ 0.10 = 0.020 s⁻¹（一級反應，單位為 s⁻¹）。(c) 速率 = 0.020 × 0.30 = 6.00e-03 mol dm⁻³ s⁻¹（與 [B] 無關）。評分要點：兩項級數各 2 分、推理 2 分、速率方程與 k 2 分、單位 1 分、計算 2 分。

3. 某反應的活化能為 50.0 kJ mol⁻¹，氣體常數 R = 8.314 J K⁻¹ mol⁻¹。(a) 用阿倫尼烏斯方程 $\ln(k_2/k_1) = (E_a/R)(1/T_1 - 1/T_2)$，計算溫度由 300 K 升至 310 K 時速率常數的比值。(b) 解釋為何溫度只升 10 K，反應速率卻有明顯增加（以粒子能量分佈說明）。(c) 若把活化能提高至 60.0 kJ mol⁻¹（其他條件不變），上述比值會變大還是變小？簡略說明。

答案：(a) E_a/R = 50000 ÷ 8.314 = 6013.95 K。(1/300 − 1/310) = 1.075269e-04 K⁻¹。$\ln(k_2/k_1)$ = 6013.95 × 1.075269e-04 = 0.6467，所以 k_2/k_1 = 1.91（約 1.9 倍）。(b) 溫度上升令分子的平均動能增加，能量不少於活化能的分子比例大幅上升，因此有效碰撞次數增加，速率上升。分佈曲線右移並變平坦，曲線右端面積明顯增大。(c) 比值會變小。活化能越高，速率對溫度的敏感度越低，同一 10 K 差距造成的倍數越小。評分要點：公式代入 3 分、數值 2 分、粒子分佈解釋 2 分、判斷 1 分。

4. 某反應在無催化劑時活化能為 75.0 kJ mol⁻¹，加入催化劑後降至 55.0 kJ mol⁻¹。 (a) 在 298 K，計算加催化劑後速率常數增大的倍數（R = 8.314 J K⁻¹ mol⁻¹）。 (b) 說明催化劑如何影響反應的焓變及平衡位置。 (c) 解釋為何催化劑不能令一個熱力學上不利的反應（ΔG 為正值）變得可行。

答案：(a) ln(倍數) = (75000 − 55000) ÷ (8.314 × 298) = 8.0724，倍數 = 3205（約 3.2 × 10³ 倍）。 (b) 催化劑不改變反應物與產物的焓，所以焓變不變；亦不改變平衡常數與平衡位置，只是同時降低正、逆反應的活化能，令平衡較快到達。 (c) 催化劑只改變反應途徑的活化能，不改變反應物與產物的自由能差。若 ΔG 為正值，產物的自由能較高，平衡位置仍在反應物一側，催化劑無法改變這個熱力學結論。評分要點：倍數計算 4 分、焓變與平衡 2 分、ΔG 解釋 2 分。

乙部：化學平衡（第 5 – 8 題）

提示：摩爾體積取 24.0 dm³ mol⁻¹，氣體常數 R = 8.314 J K⁻¹ mol⁻¹，1 atm = 101 kPa。

5. 在 1.00 dm³ 的容器中，把 1.00 mol 氫氣與 1.00 mol 碘蒸氣混合，加熱至某溫度。 $H_2\ (g) + I_2\ (g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ 達平衡時，HI 的摩爾數為 1.60 mol。 (a) 計算平衡時 H_2 及 I_2 的摩爾數。 (b) 計算該溫度下的平衡常數 Kc。 (c) 另一實驗在同溫下把 $[H_2] = 0.50$ M、$[I_2] = 0.50$ M、$[HI] = 1.00$ M 混合，用反應商 Qc 判斷反應會向哪一方向進行。

答案：(a) 生成 1.60 mol HI 需要 0.80 mol H_2 及 0.80 mol I_2，所以平衡時 $[H_2] = [I_2] = 1.00 - 0.80 = 0.20$ mol（體積 1.00 dm³）。 (b) $K_c = [HI]^2 \div ([H_2][I_2]) = 1.60^2 \div (0.20 \times 0.20) = 2.56 \div 0.16 = 64.0$。 (c) $Q_c = 1.00^2 \div (0.50 \times 0.50) = 4.0$。因 Qc 小於 Kc（4.0 少於 64.0），反應向右（正向）進行，直至 Qc 等於 Kc。評分要點：平衡摩爾數 3 分、Kc 表達式 2 分、Kc 數值 2 分、Qc 與方向 2 分。

6. 碳酸鈣在高溫下分解：$CaCO_3\ (s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2\ (g)$。在 1100 K 達平衡時，二氧化碳的濃度為 0.035 mol dm⁻³。 (a) 寫出該反應的 Kc 表達式，並說明為何固體不出現在表達式中。 (b) 計算 Kc 的數值及單位。 (c) 用理想氣體方程（p = cRT）計算 CO_2 的分壓（atm），並說明在密閉容器中加入更多 CaO 對 CO_2 濃度有何影響。

答案：(a) $K_c = [CO_2]$。碳酸鈣與氧化鈣是固體，其濃度為定值，已併入平衡常數，故不出現。 (b) $K_c = 0.035$ mol dm⁻³（一級於 CO_2，單位 mol dm⁻³）。 (c) $p = cRT = 0.035 \times 0.0821 \times 1100 = 3.16$ atm。加入更多 CaO（固體）不改變 CO_2 濃度，平衡位置不變。評分要點：表達式與固體解釋 3 分、Kc 與單位 2 分、分壓 2 分、CaO 影響 1 分。

7. 哈伯法製氨：$N_2\ (g) + 3H_2\ (g) \rightleftharpoons 2NH_3\ (g)$，$\Delta H = -92$ kJ mol⁻¹。 (a) 寫出 Kc 表達式及其單位（以 mol dm⁻³ 表示）。 (b) 在 700 K 時 $K_c = 0.50$（以 mol dm⁻³ 為單位）。若平衡時 $[N_2] = 0.10$ M、$[H_2] = 0.30$ M，求 $[NH_3]$。 (c) 工業上採用約 450 °C 及 200 atm。分別解釋為何用高壓、以及為何不採用更低溫度。

答案：(a) $K_c = [NH_3]^2 \div ([N_2][H_2]^3)$，單位為 $(\text{mol dm}^{-3})^{-2}$，即 dm⁶ mol⁻²。 (b) $[NH_3]^2 = K_c \times [N_2] \times [H_2]^3 = 0.50 \times 0.10 \times 0.027 = 0.00135$，$[NH_3] = 0.0367$ M（約 0.037 M）。 (c) 高壓：正反應把 4 mol 氣體變成 2 mol，增大壓力有利於氣體摩爾數較少的一側，即提高產率。更低溫度雖然有利於放熱的正反應（產率更高），但反應速率太慢，達到平衡需時過長，所以採用折衷溫度並使用鐵催化劑。評分要點：表達式與單位 3 分、計算 3 分、壓力解釋 1 分、溫度折衷 1 分。

8. 接觸法製硫酸的第一步：$2SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2SO_3\ (g)$。把 1.00 噸二氧化硫完全轉化為三氧化硫（$M(SO_2) = 64.1$，$M(SO_3) = 80.1$）。(a) 計算理論上可得三氧化硫的質量（噸）。(b) 若實際轉化率只有 96.0%，求實際產量（噸）。(c) 說明為何工業上使用過量空氣而非過量二氧化硫，並指出催化劑的名稱。

答案：(a) $n(SO_2) = 1.00 \times 10^6 \div 64.1$ mol，$n(SO_3)$ 相同。質量 $= 1.00 \times 80.1 \div 64.1 = 1.250$ 噸。(b) 實際產量 $= 1.250 \times 0.960 = 1.200$ 噸。(c) 過量空氣（氧氣）把平衡推向生成物一側並提高 SO_2 的轉化率，且氧氣便宜易得；同時避免未反應的 SO_2 排放造成污染。催化劑為五氧化二釩（V_2O_5）。評分要點：摩爾比與理論質量 3 分、實際產量 2 分、過量空氣理由 2 分、催化劑 1 分。

丙部：工業流程與定量計算（第 9 – 12 題）

答案數值取三位有效數字；平衡常數須註明單位。

9. 在 2.00 dm³ 的容器中，$2SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2SO_3\ (g)$ 達平衡時，含 0.40 mol SO_2、0.20 mol O_2 及 1.60 mol SO_3。(a) 計算各氣體的平衡濃度。(b) 計算該溫度下的 K_c。(c) 若把容器體積壓縮至 1.00 dm³（溫度不變），說明各濃度及 SO_3 摩爾數的變化方向。

答案：(a) $[SO_2] = 0.40 \div 2.00 = 0.20$ M；$[O_2] = 0.20 \div 2.00 = 0.10$ M；$[SO_3] = 1.60 \div 2.00 = 0.80$ M。(b) $K_c = [SO_3]^2 \div ([SO_2]^2[O_2]) = 0.80^2 \div (0.20^2 \times 0.10) = 0.64 \div 0.0040 = 160.0$。(c) 壓縮令所有濃度瞬時加倍，$Q_c$ 變成原來的 1/2（因分子分母氣體摩爾數差為 1），Q_c 小於 K_c，平衡向右移動，SO_3 的摩爾數增加。評分要點：濃度 3 分、K_c 表達式 2 分、K_c 數值 2 分、壓縮影響 2 分。

10. 過氧化氫分解：$2H_2O_2\ (aq) \rightarrow 2H_2O\ (l) + O_2\ (g)$。把 50.0 cm³ 過氧化氫溶液與催化劑混合，20 s 內收集到 12.0 cm³ 氧氣（摩爾體積 24.0 dm³ mol⁻¹）。(a) 計算 20 s 內生成的氧氣摩爾數。(b) 計算 20 s 內 H_2O_2 濃度的減少量（mol dm⁻³）。(c) 求首 20 s 的平均速率（mol dm⁻³ s⁻¹），並說明為何這只是平均速率而非初始速率。

答案：(a) $n(O_2) = 0.0120 \div 24.0 = 5.0\text{e-}04$ mol。(b) 由方程式，$n(H_2O_2)$ 消耗 $= 2 \times 5.0\text{e-}04 = 1.0\text{e-}03$ mol。濃度減少 $= 1.0\text{e-}03 \div 0.0500 = 0.020$ mol dm⁻³。(c) 平均速率 $= 0.020 \div 20 = 1.0\text{e-}03$ mol dm⁻³ s⁻¹。初始速率是 $t = 0$ 時的瞬時速率，需用濃度-時間曲線在 $t = 0$ 的切線斜率求得；平均速率只反映整段時間的平均變化。評分要點：氧氣摩爾數 2 分、濃度變化 3 分、平均速率 2 分、與初始速率分別 1 分。

11. 某反應在無催化劑時需 60.0 分鐘達平衡，加入催化劑後速率常數增大 100 倍，而反應物與產物的濃度及溫度不變。(a) 計算加催化劑後達平衡所需的時間。(b) 說明催化劑是否改變平衡時各物質的濃度，並解釋原因。(c) 指出催化劑在工業流程中兩個實際好處。

答案：(a) 時間與速率成反比：$t = 60.0 \times 60 \div 100 = 36$ s（即 0.60 分鐘）。(b) 不改變。催化劑同等程度地降低正、逆反應的活化能，正逆速率同倍增大，平衡常數不變，所以平衡時各物質濃度與無催化劑時相同。(c) 縮短生產週期、降低能耗（可在較低溫度操作），並提高單位時間產量。評分要點：時間計算 3 分、平衡濃度判斷 2 分、解釋 2 分、兩個好處各 0.5 分。

12. 同一鋅與鹽酸實驗的體積－時間曲線：40 s 時 90 cm³，80 s 時 210 cm³， 而 0 至 120 s 的平均速率為 1.75 cm³ s⁻¹。 (a) 用弦斜率法求 40 s 至 80 s 的平均速率（cm³ s⁻¹） 。 (b) 說明為何這段速率大於 0 至 120 s 的平均速率。 (c) 若要更準確求得 60 s 時的瞬時速率，應如何在曲線上作圖？並指出 60 s 的瞬時速率應介乎哪兩個數值之間。

答案：(a) 速率 = (210 − 90) ÷ (80 − 40) = 3.00 cm³ s⁻¹。 (b) 反應物濃度在反應初期最高，速率隨時間下降，所以前段的平均速率必然大於整段（0 至 120 s） 的平均值；1.75 cm³ s⁻¹ 已把後期較慢的部分一併平均。 (c) 在 t = 60 s 處作該點的切線，量切線的斜率。 瞬時速率應介乎 1.75 cm³ s⁻¹ 與 3.00 cm³ s⁻¹ 之間（即約 1.8 至 3.0 之間） 。 評分要點：斜率計算 3 分、解釋 3 分、切線方法 1 分、範圍判斷 1 分。

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。