中五化學練習卷：化學平衡、反應速率與工業流程

中五　化學　｜　時限：75 分鐘　｜　總分：100 分　｜　共 24 題

第一部分：反應速率的量測（16 分）

一粒鎂帶放入過量 1.0 mol dm^-3 鹽酸中，每 20 s 記錄收集到的氫氣體積（cm^3）：0 s 為 0、20 s 為 28、40 s 為 48、60 s 為 62、80 s 為 72、100 s 為 78。所有答案須附單位。

1. 求首 20 s 內的平均產氣速率。

答案：答案：平均速率 = 28 ÷ 20 = 1.4 cm^3 s^-1。（評分要點：公式 1 分，代入 1 分，答案及單位 2 分）

2. 求 60 s 至 100 s 的平均產氣速率，並解釋速率下降的原因。

答案：答案：速率 = (78 − 62) ÷ 40 = 0.4 cm^3 s^-1；鹽酸濃度隨反應消耗而下降，粒子碰撞頻率減少，速率因而減慢。（評分要點：計算 2 分，解釋 2 分）

3. 首 20 s 的速率約為 60 s 至 100 s 速率的多少倍？說出數值。

答案：答案：1.4 ÷ 0.4 = 3.5 倍。（評分要點：比值 2 分，說明速率隨時間下降 2 分）

4. 若改用 40 攝氏度而非 25 攝氏度，最終收集到的氫氣體積會否改變？解釋。

答案：答案：最終體積仍為 78 cm^3，因為鎂的摩爾數不變；但溫度升高令粒子平均動能增加，超過活化能的碰撞比例上升，反應更快到達終點。（評分要點：體積不變 2 分，動能解釋 2 分）

第二部分：濃度、表面積與碰撞理論（16 分）

三個實驗都產生 0.020 mol dm^-3 的氫氣。實驗 A：1.0 mol dm^-3 鹽酸、鎂帶，需 25.0 s。實驗 B：2.0 mol dm^-3 鹽酸、鎂帶，需 12.5 s。實驗 C：1.0 mol dm^-3 鹽酸、鎂粉，需 6.3 s。

5. 求實驗 A 與實驗 B 的平均速率。

答案：答案：A = 0.020 ÷ 25.0 = 8.0 × 10^-4 mol dm^-3 s^-1；B = 0.020 ÷ 12.5 = 1.6 × 10^-3 mol dm^-3 s^-1。（評分要點：各 2 分，須附單位）

6. 比較 A 與 B，濃度加倍對速率有何影響？寫出速率比。

答案：答案：速率比 = 1.6 × 10^-3 ÷ 8.0 × 10^-4 = 2.0，濃度加倍令速率約加倍。（評分要點：比值 2 分，結論 2 分）

7. 用碰撞理論解釋濃度對速率的影響。

答案：答案：濃度越高，單位體積內的反應粒子數目越多，粒子間碰撞頻率增加，單位時間內有效碰撞（能量達活化能）數目上升，速率因而加快。（評分要點：粒子數目 2 分，碰撞頻率 2 分）

8. 求實驗 C 的速率，並解釋它與實驗 A 的差別。

答案：答案：C = 0.020 ÷ 6.3 = 3.2 × 10^-3 mol dm^-3 s^-1，約為 A 的 4.0 倍；鎂粉的表面積遠大於鎂帶，與酸接觸的表面更多，碰撞更頻繁，故速率更快。（評分要點：速率 2 分，表面積解釋 2 分）

第三部分：平衡常數 Kc（18 分）

在 700 K，1.0 dm^3 容器內最初放入 0.100 mol 氫氣與 0.100 mol 碘蒸氣，反應 H2(g) + I2(g) ⇌ 2HI(g) 達平衡時，碘化氫濃度為 0.160 mol dm^-3。

9. 求平衡時氫氣與碘蒸氣的濃度。

答案：答案：反應生成 0.160 mol dm^-3 HI，即 0.080 mol dm^-3 H2 已反應；平衡濃度各為 0.100 − 0.080 = 0.020 mol dm^-3。（評分要點：變化量 2 分，平衡濃度各 1 分）

10. 計算 700 K 時的反應平衡常數 Kc。

答案：答案：Kc = [HI]^2 ÷ ([H2][I2]) = 0.160^2 ÷ (0.020 × 0.020) = 0.0256 ÷ 0.00040 = 64。（評分要點：表達式 2 分，代入 2 分，答案 1 分；此反應前後氣體摩爾數相等，Kc 無單位）

11. 若在平衡混合物中再加入 0.050 mol 氫氣，平衡位置如何移動？碘化氫濃度有何變化？

答案：答案：氫氣濃度增加，根據勒沙特列原理，系統向右移動以消耗多餘氫氣，碘化氫濃度上升（碘蒸氣濃度下降）。（評分要點：方向 3 分，濃度變化 2 分）

12. 已知正反應為放熱反應（ΔH 為 −53 kJ mol^-1）。溫度升高時 Kc 如何改變？

答案：答案：Kc 下降；升溫有利於吸熱的逆反應，平衡向左移動，碘化氫濃度減少、反應物濃度增加，故 Kc 變小。（評分要點：Kc 下降 2 分，解釋 2 分）

第四部分：勒沙特列原理與接觸法（18 分）

接觸法製硫酸的關鍵步驟為 2SO2(g) + O2(g) ⇌ 2SO3(g)，ΔH 為 −197 kJ mol^-1。工業條件約為 1 至 2 atm、450 攝氏度、五氧化二釩催化劑。

13. 增大壓強對二氧化硫的轉化率有何影響？以氣體摩爾數解釋。

答案：答案：增大壓強，平衡向右移動，轉化率上升；因為反應物一側共有 3 mol 氣體，產物一側只有 2 mol 氣體，加壓有利於氣體摩爾數較少的一側。（評分要點：方向 2 分，摩爾數解釋 2 分）

14. 既然正反應放熱，為何不採用遠低於 450 攝氏度的溫度？

答案：答案：降溫雖有利平衡右移，但反應速率隨溫度下降而大幅減慢，催化劑在低溫下活性不足，達到平衡需時過長；450 攝氏度是在轉化率與速率之間的折中。（評分要點：速率 2 分，催化劑活性 2 分，折中結論 1 分）

15. 五氧化二釩催化劑對平衡位置與 Kc 有何影響？

答案：答案：兩者都不變；催化劑同時加快正、逆反應，縮短達到平衡的時間，但不會改變平衡時各物質的濃度，故 Kc 不變。（評分要點：平衡位置不變 2 分，Kc 不變並解釋 3 分）

16. 為何工業上只用約 1 至 2 atm，而不採用極高壓？

答案：答案：極高壓需要更厚更貴的設備、壓縮能耗大，而且安全風險高；在 1 至 2 atm 配合催化劑已可獲得足夠高的轉化率，成本效益較佳。（評分要點：成本 2 分，安全或效益 2 分）

第五部分：哈伯法與平衡計算（16 分）

在 1.0 dm^3 容器內，最初放入 1.0 mol 氮氣與 3.0 mol 氫氣，反應 N2(g) + 3H2(g) ⇌ 2NH3(g) 達平衡時，氨的摩爾數為 1.2 mol。

17. 求平衡時氮氣與氫氣的摩爾數。

答案：答案：生成 1.2 mol NH3 消耗 0.60 mol N2 與 1.80 mol H2；平衡時 N2 為 1.0 − 0.60 = 0.40 mol，H2 為 3.0 − 1.80 = 1.20 mol。（評分要點：消耗量 2 分，兩個平衡摩爾數各 1 分）

18. 計算此溫度下的平衡常數 Kc。

答案：答案：Kc = [NH3]^2 ÷ ([N2][H2]^3) = 1.2^2 ÷ (0.40 × 1.20^3) = 1.44 ÷ 0.6912 = 2.08。（評分要點：表達式 2 分，代入 2 分，答案 1 分；單位為 mol^-2 dm^6）

19. 求氮氣的轉化率。

答案：答案：轉化率 = (1.0 − 0.40) ÷ 1.0 × 100% = 60%。（評分要點：公式 2 分，答案 2 分）

20. 工業上為何採用約 450 攝氏度而非室溫？

答案：答案：室溫下反應速率極慢，催化劑活性不足；450 攝氏度可令反應在合理時間內達到平衡，雖然轉化率略降，但整體產能更高。（評分要點：速率 2 分，產能結論 1 分）

第六部分：摩爾計算與百分產率（16 分）

某化工廠以 2.8 kg 氮氣與過量氫氣製氨（相對原子質量：N 為 14.0、H 為 1.0），實際得到 2.72 kg 氨。

21. 求 2.8 kg 氮氣的摩爾數。

答案：答案：摩爾質量 = 28.0 g mol^-1，n = 2800 ÷ 28.0 = 100 mol。（評分要點：摩爾質量 2 分，答案及單位 2 分）

22. 求氨的理論產量（以 kg 表示）。

答案：答案：由方程式 1 mol N2 生成 2 mol NH3，理論氨 = 200 mol；質量 = 200 × 17.0 = 3400 g = 3.40 kg。（評分要點：摩爾比 2 分，摩爾數 1 分，質量 1 分）

23. 計算百分產率。

答案：答案：百分產率 = 2.72 ÷ 3.40 × 100% = 80%。（評分要點：公式 2 分，答案 2 分）

24. 提出兩項可提高氨產率的工業措施，並各以平衡原理解釋。

答案：答案：一、增大壓強，反應物 4 mol 氣體變 2 mol 產物，加壓有利右移；二、把氨液化移走或用冷凝分離，減少產物濃度，平衡持續右移；（亦可循環未反應的氮與氫）。（評分要點：每項措施 1 分、解釋 1 分）

TutorZone 中五化學練習卷｜題目與文章為原創，並非任何學校或出版社的教材。