DSE 化學練習卷：化學平衡與工業生產

中四至中六（S4 – S6）　化學　｜　時限：75 分鐘　｜　總分：100 分　｜　共 12 題

甲部（第 1 至 4 題，共 32 分）

細閱下列各題，寫出公式、代入數字，並註明單位。

1. 合成氨反應 N2(g) + 3H2(g) ⇌ 2NH3(g) 在某溫度下於一個 2.0 dm3 的密閉容器中達至平衡，平衡時容器內含 0.50 mol N2、1.00 mol H2 及 1.00 mol NH3。(a) 以濃度寫出該反應的平衡常數 Kc 表示式。(b) 求平衡時三種氣體的濃度。(c) 計算該溫度下的 Kc 值，並寫出單位。(d) 若在恆溫下把容器壓縮至 1.0 dm3，指出平衡移動的方向並解釋。

答案：(a) Kc = [NH3]² ÷ ([N2] × [H2]³)，式中各濃度均以 mol/dm3 代入。〔2 分〕(b) 濃度 = 摩爾數 ÷ 體積：N2 為 0.50 ÷ 2.0 = 0.25 mol/dm3，H2 為 1.00 ÷ 2.0 = 0.50 mol/dm3，NH3 為 1.00 ÷ 2.0 = 0.50 mol/dm3。〔2 分〕(c) Kc = 0.50² ÷ (0.25 × 0.50³) = 0.25 ÷ 0.03125 = 8.0，單位為 mol⁻² dm⁶ 。〔2 分〕(d) 體積減半令各氣體濃度加倍，反應商 Qc = 1.00² ÷ (0.50 × 1.00³) = 2.0，小於 Kc 的 8.0，故淨反應向正方向進行，平衡右移，NH3 的摩爾數增加。〔2 分〕評分要點：Kc 只隨溫度改變，改變體積不改變 Kc；氣體總摩爾數由 4 減至 2，加壓有利正反應。

2. 接觸法製造硫酸的第一步為 2SO2(g) + O2(g) ⇌ 2SO3(g)，ΔH = −197 kJ/mol。某溫度下達至平衡時，各氣體的濃度為 [SO2] = 0.40 mol/dm3、[O2] = 0.20 mol/dm3、[SO3] = 0.80 mol/dm3。(a) 寫出 Kc 表示式。(b) 計算該溫度下的 Kc 值，並寫出單位。(c) 若把溫度提高，Kc 會增大還是減小？解釋。(d) 解釋工業上為何仍採用約 450 °C 而不採用室溫。

答案：(a) Kc = [SO3]² ÷ ([SO2]² × [O2])。〔2 分〕(b) Kc = 0.80² ÷ (0.40² × 0.20) = 0.64 ÷ 0.032 = 20.0，單位為 mol⁻¹ dm³。〔2 分〕(c) 該反應為放熱反應，升高溫度令平衡向逆方向移動，產物減少、反應物增加，故 Kc 減小。〔2 分〕(d) 室溫下反應速率極慢，即使平衡位置有利亦無法在合理時間內生產；450 °C 可令釩催化劑具足夠活性，使反應在可接受時間內達至平衡，是速率與產率之間的取捨。〔2 分〕評分要點：Kc 單位由氣體摩爾數差決定（2 − 3 = −1）；升溫對放熱反應的影響與速率相反。

3. 氫與碘的氣相反應 H2(g) + I2(g) ⇌ 2HI(g) 在 855 K 時 Kc = 54.0。某時刻於 1.0 dm3 容器內測得 [H2] = 0.100 mol/dm3、[I2] = 0.100 mol/dm3、[HI] = 0.500 mol/dm3。(a) 寫出 Kc 表示式，並解釋此反應的 Kc 為何沒有單位。(b) 計算該時刻的反應商 Qc。(c) 判斷淨反應的進行方向。(d) 達至平衡時，HI 的濃度會高於還是低於 0.500 mol/dm3？解釋。

答案：(a) Kc = [HI]² ÷ ([H2] × [I2])；反應前後氣體摩爾數同為 2，濃度的單位在分子與分母互相抵消，故 Kc 沒有單位。〔2 分〕(b) Qc = 0.500² ÷ (0.100 × 0.100) = 0.25 ÷ 0.0100 = 25.0。〔2 分〕(c) Qc 的 25.0 小於 Kc 的 54.0，淨反應向正方向進行，即由左向右。〔2 分〕(d) 正反應繼續進行，HI 由 0.500 mol/dm3 繼續生成，故平衡時 HI 的濃度會高於 0.500 mol/dm3；同時 H2 與 I2 的濃度下降，直至 Qc 等於 Kc。〔2 分〕評分要點：比較 Qc 與 Kc 才能判斷方向，不可只看某一物種的濃度。

4. 在一個 2.0 dm3 的密閉容器中，把 1.00 mol N2 與 3.00 mol H2 混合並保持溫度不變，反應 N2(g) + 3H2(g) ⇌ 2NH3(g) 達至平衡時，容器內含 0.80 mol NH3。(a) 求平衡時 N2 及 H2 的摩爾數。(b) 求三種氣體的平衡濃度。(c) 計算 Kc 值，並寫出單位。(d) 求 N2 的轉化率，以百分比表示。

答案：(a) 生成 0.80 mol NH3 消耗 0.40 mol N2 及 1.20 mol H2，故平衡時 N2 為 0.60 mol、H2 為 1.80 mol。〔2 分〕(b) 濃度分別為 N2 0.30 mol/dm3、H2 0.90 mol/dm3、NH3 0.40 mol/dm3。〔2 分〕(c) Kc = 0.40² ÷ (0.30 × 0.90³) = 0.16 ÷ 0.2187 = 0.732，單位為 mol⁻² dm⁶ 。〔2 分〕(d) N2 轉化率 = 已反應的 N2 ÷ 起始的 N2 × 100% = 0.40 ÷ 1.00 × 100% = 40.0%。〔2 分〕評分要點：由反應計量比推算消耗量；轉化率只計其中一種反應物，並須以起始摩爾數為分母。

乙部（第 5 至 8 題，共 36 分）

回答下列各題，須展示完整步驟及所用公式。

5. 哈伯法合成氨：N2(g) + 3H2(g) ⇌ 2NH3(g)，ΔH = −92 kJ/mol。(a) 解釋升高溫度對平衡位置及 Kc 的影響，並指出工業上仍採用約 450 °C 的原因。(b) 解釋增大總壓對平衡位置的影響。(c) 解釋把生成的氨不斷液化移走的作用。(d) 解釋鐵催化劑在該過程中的角色，並說明它是否改變 Kc。

答案：(a) 正反應放熱，升高溫度令平衡向逆方向移動，NH3 產率下降，Kc 亦減小；工業仍採用約 450 °C，因為低溫下反應速率太慢，催化劑活性亦不足，450 °C 是產率與速率的折衷。〔3 分〕(b) 正反應氣體摩爾數由 4 減至 2，增大總壓令平衡向氣體摩爾數較少的一方移動，即向右移動，NH3 產率上升。〔2 分〕(c) 不斷液化並移走 NH3 令生成物濃度下降，反應商小於 Kc，平衡持續右移，使反應物更充分轉化。〔2 分〕(d) 鐵催化劑提供較低活化能的途徑，令反應更快達至平衡，但催化劑同等程度加快正逆反應，故不改變平衡位置，也不改變 Kc。〔2 分〕評分要點：催化劑只改變速率，不改變產率；壓力效應由氣體摩爾數差決定。

6. 於 1.0 dm3 容器中，把 2.0 mol SO2 與 1.0 mol O2 混合，反應 2SO2(g) + O2(g) ⇌ 2SO3(g) 達至平衡時，容器內含 1.60 mol SO3。(a) 求平衡時 SO2 及 O2 的摩爾數。(b) 假設容器體積仍為 1.0 dm3，計算 Kc 值並寫出單位。(c) 求 SO2 的轉化率。(d) 解釋為何實際工廠不能把 SO2 全部轉化，並說明如何提高原料的總利用率。

答案：(a) 生成 1.60 mol SO3 消耗 1.60 mol SO2 及 0.80 mol O2，故平衡時 SO2 為 0.40 mol、O2 為 0.20 mol。〔2 分〕(b) Kc = $1.60^2 \div (0.40^2 \times 0.20) = 2.56 \div 0.032 = 80.0$，單位為 $\text{mol}^{-1}\,\text{dm}^3$。〔2 分〕(c) SO2 轉化率 = 1.60 ÷ 2.0 × 100% = 80.0%。〔2 分〕(d) 反應是可逆的，到達平衡時正逆反應速率相等，反應物不會完全耗盡；工廠把未反應的 SO2 與 O2 循環送回反應器，並移走 SO3，使平衡持續右移，以提高原料的總利用率。〔3 分〕評分要點：可逆反應的轉化率有上限；提高總利用率靠循環與移走產物，不是靠加大催化劑。

7. 五氯化磷的分解反應 PCl5(g) ⇌ PCl3(g) + Cl2(g)。於 5.0 dm3 容器中放入 1.0 mol PCl5，在某溫度下達至平衡時剩下 0.60 mol PCl5。(a) 求平衡時 PCl3 及 Cl2 的摩爾數。(b) 求三種物質的平衡濃度。(c) 計算 Kc 值，並寫出單位。(d) 若在同溫下把容器體積改為 2.5 dm3，預測 PCl5 的分解程度有何變化並解釋。

答案：(a) 分解 0.40 mol PCl5 產生 0.40 mol PCl3 及 0.40 mol Cl2。〔2 分〕(b) 濃度分別為 PCl5 0.12 mol/dm3、PCl3 0.08 mol/dm3、Cl2 0.08 mol/dm3。〔2 分〕(c) Kc = (0.08 × 0.08) ÷ 0.12 = 0.0064 ÷ 0.12 = 0.0533，單位為 $\text{mol}\,\text{dm}^{-3}$。〔2 分〕(d) 體積減半令各物濃度加倍，反應商變為原來的兩倍，大於 Kc，故平衡向氣體摩爾數較少的一方移動，即向左移動；PCl5 的分解程度下降，剩餘的 PCl5 增加。〔3 分〕評分要點：分解反應產生兩個分子，加壓不利分解；Kc 不隨體積改變。

8. 某研究比較哈伯法在 200 atm 下不同溫度的表現：400 °C 時氨的平衡產率為 63%，450 °C 為 45%，500 °C 為 26%；而到達平衡所需的時間則隨溫度上升而明顯縮短。(a) 解釋平衡產率隨溫度上升而下降的原因。(b) 計算由 400 °C 升至 500 °C 時平衡產率的百分點跌幅及百分比跌幅。(c) 解釋工業上為何仍選用約 450 °C 而非 400 °C。(d) 解釋為何實際工廠使用 200 atm 而不使用更高得多的壓力。

答案：(a) 合成氨為放熱反應，升高溫度令平衡向逆方向移動，氨的平衡產率因而下降。〔2 分〕(b) 百分點跌幅 = 63 - 26 = 37 個百分點；百分比跌幅 = 37 ÷ 63 × 100% = 58.7%。〔3 分〕(c) 400 °C 的產率較高，但反應速率與催化劑活性都明顯較低，達到平衡需時太長；450 °C 可在合理時間內得到可觀產率，是速率與產率的取捨。〔2 分〕(d) 200 atm 已能大幅提高產率，再提高壓力對產率的增益遞減，但壓縮氣體的成本、設備厚度與安全風險大幅上升，故工業上以 200 atm 為平衡點。〔2 分〕評分要點：百分點跌幅與百分比跌幅不可混淆；高壓的效益受成本限制。

丙部（第 9 至 12 題，共 32 分）

就下列各題作較詳細的計算與解釋，答案須註明單位。

9. 甲醇可由一氧化碳與氫合成：CO(g) + 2H2(g) ⇌ CH3OH(g)。某溫度下於 2.0 dm3 容器中達至平衡，測得 [CO] = 0.50 mol/dm3、[H2] = 0.25 mol/dm3、[CH3OH] = 0.75 mol/dm3。(a) 寫出 Kc 表示式。(b) 計算 Kc 值並寫出單位。(c) 假設開始時只有反應物，求開始時 CO 及 H2 的摩爾數。(d) 解釋為何增大壓力會提高甲醇的平衡產率。

答案：(a) $K_c = [\text{CH3OH}] \div ([\text{CO}] \times [\text{H2}]^2)$。〔2 分〕(b) $K_c = 0.75 \div (0.50 \times 0.25^2) = 0.75 \div 0.03125 = 24.0$，單位為 $\text{mol}^{-2}\,\text{dm}^6$。〔2 分〕(c) 平衡時 CH3OH 為 1.50 mol、CO 為 1.00 mol；生成 1.50 mol CH3OH 消耗 1.50 mol CO 及 3.00 mol H2，故開始時 CO 為 2.50 mol、H2 為 3.50 mol。〔2 分〕(d) 正反應氣體摩爾數由 3 減至 1，增大壓力令平衡向氣體摩爾數較少的一方移動，即向右移動，甲醇的平衡產率上升。〔2 分〕評分要點：由平衡濃度反推起始摩爾數時，須按計量比把消耗量加回。

10. 就下列各項改變，分別指出平衡移動的方向並解釋：(a) 在 2SO2(g) + O2(g) ⇌ 2SO3(g) 中移走部分 SO3；(b) 在 N2(g) + 3H2(g) ⇌ 2NH3(g) 中加入更多催化劑；(c) 在 PCl5(g) ⇌ PCl3(g) + Cl2(g) 中增大容器體積；(d) 在 H2(g) + I2(g) ⇌ 2HI(g) 中把溫度升高，已知該反應為放熱反應。

答案：(a) 移走產物 SO3 令其濃度下降，反應商小於 Kc，平衡右移，以補充 SO3。〔2 分〕(b) 催化劑同等加快正逆反應，只縮短達至平衡的時間，平衡位置不移動，Kc 亦不變。〔2 分〕(c) 增大體積令各物濃度下降，平衡向氣體摩爾數較多的一方移動，即向右移動，PCl5 的分解程度上升。〔2 分〕(d) 該反應放熱，升高溫度令平衡向逆方向移動，即左移，HI 的濃度下降，Kc 亦減小。〔2 分〕評分要點：判斷方向須比較氣體摩爾數，並以反應的吸熱或放熱決定溫度效應。

11. 以不少於四點比較「到達平衡所需的時間」與「平衡的位置」，並分別說明催化劑與溫度對這兩方面的影響。

答案：(a) 速率方面：催化劑降低活化能，同時加快正逆反應，故到達平衡的時間縮短，但不改變平衡位置與 Kc。〔2 分〕(b) 溫度方面：升高溫度同時加快正逆反應，到達平衡的時間縮短，但會令平衡向吸熱方向移動，Kc 隨之改變。〔2 分〕(c) 平衡位置方面：只由溫度與 Kc 決定，與催化劑、容器大小無關；改變濃度或壓力只令平衡移動，不改變 Kc。〔2 分〕(d) 兩者可以方向相反：較高溫度雖更快達至平衡，卻可能令放熱反應的產率下降，工業上須在速率與產率之間取捨。〔2 分〕評分要點：答案須分別討論速率與平衡位置，並清楚指出催化劑不影響 Kc、溫度會影響 Kc。

12. (a) 解釋合成氨工廠為何把未反應的 N2 與 H2 循環送回反應器。(b) 解釋接觸法為何用濃硫酸吸收 SO3 而不用水直接吸收。(c) 就哈伯法及接觸法各舉一項提高能源效益的措施。(d) 說明要提高工業反應的平衡產率時，為何不能單靠降低溫度。

答案：(a) 循環可把未反應的 N2 與 H2 送回反應器再作用，避免原料浪費，令總轉化率遠高於單次通過的轉化率。〔2 分〕(b) SO3 與水直接接觸會產生大量酸霧，吸收效率低且腐蝕設備；濃硫酸能平穩吸收 SO3 形成發煙硫酸，再稀釋成所需濃度的硫酸。〔2 分〕(c) 哈伯法以鐵催化劑配合約 450 °C 及 200 atm，並以餘熱加熱進入反應器的氣體；接觸法用熱交換器把反應熱用於預熱進入的氣體及發電。〔2 分〕(d) 降低溫度雖令放熱反應的產率上升，但速率與催化劑活性同時下降，達到平衡需時過長，產量反而減少；故須在溫度、壓力與催化劑之間取捨，不能單靠降溫。〔2 分〕評分要點：循環、移走產物與熱交換屬提高效率的常用手段；溫度效應須同時考慮速率。

TutorZone 中四至中六（S4 – S6）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。