IB 化學 SL Paper 2 模擬卷：化學平衡與酸鹼計算

IB DP Year 2 (SL)　化學　|　時限：75 分鐘　|　總分：100 分　|　共 36 題

第 1 題（18 分）：哈伯法與平衡常數

氮氣與氫氣在 673 K、200 atm 及鐵催化劑下生成氨：N2(g) + 3H2(g) 可逆反應 2NH3(g)，正反應放熱 92 kJ/mol。

1. (a) 寫出此反應的 Kc 表達式。

答案：Kc = [NH3]^2 / ([N2][H2]^3)

2. (b) 在 2.00 dm3 的容器中，平衡時有 0.600 mol N2、1.800 mol H2 與 0.400 mol NH3。計算 Kc。

答案：[N2]=0.600/2.00=0.300；[H2]=1.800/2.00=0.900；[NH3]=0.400/2.00=0.200 mol/dm3。Kc = (0.200)^2 / (0.300 x 0.900^3) = 0.0400 / 0.2187 = 0.183 mol-2 dm6（給 0.18 亦接受）

3. (c) 寫出 (b) 中 Kc 的單位。

答案：分子 (mol dm-3)^2、分母 (mol dm-3)^4，故單位為 mol-2 dm6；平衡常數單位隨方程式係數而變。

4. (d) 在平衡時再加入 0.200 mol N2（體積不變）。計算反應商 Q，並判斷平衡移動方向。

答案：新的 [N2]=0.800/2.00=0.400。Q = 0.0400/(0.400 x 0.729) = 0.137。Q 小於 Kc（0.183），故反應向右（正反應）移動，NH3 增加。

5. (e) 把容器體積由 2.00 dm3 壓縮至 1.00 dm3（溫度不變）。解釋對 NH3 產量的影響，並說明 Kc 是否改變。

答案：體積減半，各濃度加倍；左邊 4 mol 氣體、右邊 2 mol 氣體，故系統向氣體摩爾數較少的一方（右邊）移動，NH3 產量增加。溫度不變，Kc 不變，只是平衡位置改變。

6. (f) 把溫度由 673 K 升高至 773 K。解釋對 Kc 與 NH3 平衡產量的影響。

答案：正反應放熱，升溫時系統吸收熱量、向吸熱方向（逆反應）移動，故 NH3 產量下降、Kc 變小。

7. (g) 加入更多鐵催化劑。解釋對平衡位置與 Kc 的影響。

答案：催化劑等量降低正、逆反應活化能，只加快達到平衡的速度，不改變平衡位置，亦不改變 Kc。

第 2 題（16 分）：N2O4 與 NO2 的平衡計算

在 350 K，四氧化二氮會分解：N2O4(g) 可逆反應 2NO2(g)。把 0.200 mol N2O4 放入 1.00 dm3 容器，達平衡時 NO2 濃度為 0.0600 mol/dm3。

8. (a) 寫出此反應的 Kc 表達式。

答案：Kc = [NO2]^2 / [N2O4]

9. (b) 用 ICE 表（初、變、平）求出 N2O4 的平衡濃度。

答案：設變化量為 x：NO2 由 0 增至 2x，故 2x = 0.0600，x = 0.0300；[N2O4] = 0.200 - 0.0300 = 0.170 mol/dm3。

10. (c) 計算 350 K 時的 Kc。

答案：Kc = (0.0600)^2 / 0.170 = 0.00360 / 0.170 = 0.0212 mol/dm3。

11. (d) 計算 N2O4 的解離度（以百分率表示）。

答案：解離度 = 0.0300 / 0.200 x 100% = 15.0%。

12. (e) 把容器體積減半（溫度不變）。預測顏色深淺與平衡移動方向，並解釋。

答案：體積減半濃度加倍，Q = (0.120)^2/0.340 = 0.0424 大於 Kc，故向逆反應（左）移動，NO2 減少、N2O4 增加，棕色變淺；但加壓本身令 NO2 瞬時濃度上升，顏色先深後淺。

13. (f) 若正反應為吸熱，升溫後 Kc 如何改變？解離度如何改變？

答案：吸熱反應升溫時向正反應移動，Kc 增大，N2O4 解離度上升。

第 3 題（18 分）：強酸與弱酸的 pH

在 298 K，Kw = 1.0 x 10^-14。乙酸 CH3COOH 的 Ka = 1.8 x 10^-5。

14. (a) 計算 0.0200 mol/dm3 鹽酸（強酸）的 pH。

答案：[H+] = 0.0200 mol/dm3；pH = -log(0.0200) = 1.70。

15. (b) 計算 0.0200 mol/dm3 乙酸的 [H+] 與 pH。

答案：Ka = [H+]^2/c 假設 [H+] 遠小於 c：[H+] = 根號(1.8e-5 x 0.0200) = 6.0 x 10^-4 mol/dm3；pH = 3.22。

16. (c) 解釋為何同濃度的乙酸 pH 高於鹽酸。

答案：乙酸只是部分電離（弱酸），[H+] 遠低於酸的總濃度；鹽酸完全電離，[H+] 等於酸的濃度，故乙酸 pH 較高。

17. (d) 計算 0.0200 mol/dm3 乙酸的電離度。

答案：電離度 = 6.0e-4 / 0.0200 x 100% = 3.0%。

18. (e) 把該乙酸稀釋 10 倍至 0.00200 mol/dm3。計算新的 pH，並解釋 pH 變化為何小於 1 個單位。

答案：[H+] = 根號(1.8e-5 x 0.00200) = 1.90 x 10^-4；pH = 3.72，只上升 0.50。稀釋令電離度上升，補回部分 [H+]，故 pH 升幅小於 1。

19. (f) 某溶液在 298 K 時 pH = 11.50。計算其 [OH-] 與 [H+]。

答案：pOH = 14.00 - 11.50 = 2.50；[OH-] = 10^-2.50 = 3.16 x 10^-3 mol/dm3；[H+] = Kw/[OH-] = 3.16 x 10^-12 mol/dm3。

第 4 題（16 分）：滴定曲線與指示劑選擇

以 0.100 mol/dm3 氫氧化鈉溶液滴定 25.0 cm3 的 0.100 mol/dm3 乙酸（Ka = 1.8 x 10^-5，Kw = 1.0 x 10^-14，298 K）。

20. (a) 計算達當量點所需的 NaOH 體積。

答案：n(CH3COOH) = 0.100 x 0.0250 = 2.50 x 10^-3 mol；1:1 反應，故 V(NaOH) = 2.50e-3 / 0.100 = 0.0250 dm3 = 25.0 cm3。

21. (b) 計算當量點時溶液的 pH。

答案：總體積 50.0 cm3，[CH3COO-] = 2.50e-3 / 0.0500 = 0.0500 mol/dm3。Kb = Kw/Ka = 5.56 x 10^-10；[OH-] = 根號(5.56e-10 x 0.0500) = 5.27 x 10^-6；pOH = 5.28，pH = 8.72。

22. (c) 應選用哪一種指示劑？寫出所需顏色變化範圍。

答案：酚酞（變色範圍 pH 8.3 – 10.0），由無色變粉紅；當量點 pH 8.72 落在範圍內。

23. (d) 描述滴定曲線的形狀（起始 pH、緩衝區、當量點前後）。

答案：起始 pH 約 2.9（弱酸）；加入 0 – 20 cm3 期間形成緩衝區，pH 上升緩慢；接近 25.0 cm3 時 pH 急升（由約 7 跳至約 11）；當量點 pH 8.72；之後趨近 0.050 mol/dm3 NaOH 的 pH 約 12.7。

24. (e) 解釋為何不可用甲基橙（pH 3.1 – 4.4）作此滴定的指示劑。

答案：當量點 pH 8.72 遠高於甲基橙變色範圍；甲基橙會在 pH 4 左右已變色，即在到達當量點之前就變色，令終點體積嚴重偏低。

第 5 題（18 分）：由滴定與 pH 測定 Ka

一名學生用 0.1000 mol/dm3 NaOH 滴定 25.0 cm3 未知濃度的一元弱酸 HA，平均滴定體積為 24.60 cm3。原酸溶液的 pH 為 2.90（298 K）。

25. (a) 由滴定數據計算 HA 的濃度。

答案：n(NaOH) = 0.1000 x 0.02460 = 2.460 x 10^-3 mol；1:1 反應，故 c(HA) = 2.460e-3 / 0.0250 = 0.0984 mol/dm3。

26. (b) 由 pH = 2.90 計算原溶液的 [H+]。

答案：[H+] = 10^-2.90 = 1.26 x 10^-3 mol/dm3。

27. (c) 計算 HA 的 Ka。

答案：Ka = [H+]^2 / c = (1.26e-3)^2 / 0.0984 = 1.61 x 10^-5。

28. (d) 計算 HA 的 pKa。

答案：pKa = -log(1.61e-5) = 4.79。

29. (e) 計算 HA 在此濃度下的電離度（百分率）。

答案：電離度 = 1.26e-3 / 0.0984 x 100% = 1.28%。

30. (f) 在 (c) 的計算中假設了 [H+] 遠小於 c。用數字評估此假設是否合理，並說明若不作此假設應如何求 Ka。

答案：1.26e-3 相對 0.0984 約為 1.3%，遠小於 5%，故假設合理。若不假設，應解二次方程 Ka = x^2/(c - x)，或迭代修正分母為 c - [H+] = 0.0971，得出 Ka 約 1.63 x 10^-5，與 (c) 相差約 1%。

第 6 題（14 分）：平衡常數的應用與判斷

以下問題關於平衡常數的意義，以及如何用它判斷反應方向。

31. (a) 解釋為何 Kc 只隨溫度改變，而與濃度、壓力、催化劑無關。

答案：Kc 由平衡時的濃度比組成，而平衡位置只隨溫度改變（ΔH 固定）；改變濃度或壓力只令系統在新的位置重新達平衡，比值仍回歸同一 Kc；催化劑不改變平衡位置。

32. (b) 加入催化劑對平衡位置有何影響？

答案：無影響；正逆反應速率同倍增加，只縮短達平衡的時間。

33. (c) 第 1 題的 Kc 為 0.183。寫出逆反應 2NH3(g) 可逆反應 N2(g) + 3H2(g) 的 Kc。

答案：Kc(逆) = 1 / 0.183 = 5.47（單位 mol2 dm-6）。

34. (d) 某時刻測得 [NH3] = 0.400、[N2] = 0.100、[H2] = 0.300 mol/dm3。計算 Q 並判斷移動方向。

答案：Q = (0.400)^2 / (0.100 x 0.300^3) = 0.160 / 0.00270 = 59.3。Q 遠大於 Kc（0.183），故向逆反應（左）移動，NH3 減少。

35. (e) 在工業反應中不斷把生成的氨冷凝移走。解釋對產量的影響。

答案：移走產物令 Q 小於 Kc，平衡持續向右移動，氨的總產量提高（勒沙特列原理）。

36. (f) 工業上同時採用高壓與較低溫度，但溫度不能太低。解釋這個取捨。

答案：高壓有利於向右（氣體摩爾數減少）並提高產量；低溫有利於放熱的正反應、提高 Kc，但溫度太低反應速率過慢、催化劑活性不足，故需在產量與速率之間取捨（工業上用約 673 K）。

TutorZone IB DP Year 2 (SL)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。