A) HCO_3^-

B) a) $C_A V_A = C_B V_B$

$$C_A = \frac{C_B V_B}{V_A} = \frac{(0.250\,M)(17.7\,mL)}{(25.0\,mL)} = 0.177\,M$$

$$MM = \frac{\text{masse HA}}{\text{moles HA}} = \frac{1.44\,g}{\underbrace{(0.177\,mol/L)(0.025\,L)}_{0.004425\,mol}} = \underline{\underline{325\,g/mol}}$$

b) au point d'équivalence, on a 0.004425 mol de A^- et un volume de $25.0 + 17.7 = 42.7\,mL$

$$[A^-]_0 = \frac{0.004425\,mol}{0.0427\,L} = 0.1036\,M$$

le pH est 9.88 donc $pOH = 4.12$ et $[OH^-] = 10^{-4.12} = 7.59\times10^{-5}\,M$

$$A^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HA(aq) + OH^-(aq)$$

i :	0.1036	$+7.59\times10^{-5}$	$+7.59\times10^{-5}$
c :	-7.59×10^{-5}		
e :	0.1035	7.59×10^{-5}	7.59×10^{-5}

$$K_b = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = \frac{(7.59\times10^{-5})^2}{0.1035} = 5.57\times10^{-8}$$

$$K_a K_b = 1.0\times10^{-14} \Rightarrow K_a = \frac{1.0\times10^{-14}}{5.57\times10^{-8}} = \underline{\underline{1.8\times10^{-7}}}$$

A) Cl_2

B) $n_{NH_3} = \dfrac{12.1\,g}{[14.01 + (3)(1.008)]\,g/mol} = 0.7103\,mol$

$n_{HCl} = \dfrac{6.2\,g}{[35.45 + 1.008]\,g/mol} = 0.1701\,mol$

N.B. l'acide est NH_4^+ (la base est NH_3 et son $K_b = 1.8\times10^{-5}$)

$K_a = \dfrac{1.0\times10^{-14}}{1.8\times10^{-5}} = 5.56\times10^{-10} \Rightarrow pK_A = 9.255$

a) $NH_3(aq) + H^+(aq) \rightleftharpoons NH_4^+(aq)$

	NH_3	H^+	NH_4^+
i:	0.7103	0.1701	–
c:	−0.1701	−0.1701	+0.1701
e:	0.5402	–	0.1701

$pH = pK_A + \log\left(\dfrac{[NH_3]}{[NH_4^+]}\right) = 9.255 + \log\left(\dfrac{0.5402}{0.1701}\right) = \underline{\underline{9.76}}$

b) 1.00 g de NaOH (0.0250 mol) consomme 0.0250 mol de NH_4^+ et produit 0.0250 mol de NH_3

$pH = 9.255 + \log\left(\dfrac{0.5402 + 0.0250}{0.1701 - 0.0250}\right) = \underline{\underline{9.85}}$

c) 1.00 g de HCl (0.0274 mol) consomme 0.0274 mol de NH_3 et produit 0.0274 mol de NH_4^+

$pH = 9.255 + \log\left(\dfrac{0.5402 - 0.0274}{0.1701 + 0.0274}\right) = \underline{\underline{9.68}}$

A) I^-

B) • sont x le montant de $Ca_3(PO_4)_2$ qui se dissout

a) $Ca_3(PO_4)_2(s) \rightleftharpoons 3Ca^{2+}(aq) + 2PO_4^{3-}(aq)$

$3x \qquad 2x$

$$K_{sp} = [Ca^{2+}]^3 [PO_4^{3-}]^2$$

$$2.1\times10^{-33} = (3x)^3(2x)^2 = 108x^5 \Rightarrow x = \sqrt[5]{\frac{2.1\times10^{-33}}{108}} = 1.142\times10^{-7}$$

• multiplié par la masse molaire de $Ca_3(PO_4)_2$ (310.18 g/mol)

$$\text{Solubilité} = (1.142\times10^{-7}\ mol/L)(310.18\ g/mol) = \underline{\underline{3.5\times10^{-5}\ g/L}}$$

b) la concentration de Ca^{2+} est déjà 0.15M avant que le sel dissout

$Ca_3(PO_4)_2(s) \rightleftharpoons 3Ca^{2+}(aq) + 2PO_4^{3-}(aq)$

i:	0.15	—
c:	+3x	+2x
e:	0.15+3x	2x
	≈0.15	

$$2.1\times10^{-33} = (0.15)^3(2x)^2 \Rightarrow x = \sqrt{\frac{2.1\times10^{-33}}{(0.15)^3(4)}} = 3.944\times10^{-16}$$

$$\text{Solubilité} = (3.944\times10^{-16}\ mol/L)(310.18\ g/mol) = \underline{\underline{1.2\times10^{-13}\ g/L}}$$

A) $pH > 7$

B) $MnO_4^- \rightarrow MnO_2$

$MnO_4^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$

$4H^+ + MnO_4^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$

$4OH^- + 4H^+ + MnO_4^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O + 4OH^-$

$4H_2O + MnO_4^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O + 4OH^-$

$2H_2O + MnO_4^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$

$3e^- + 2H_2O + MnO_4^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$ $\times 2$

$6e^- + 4H_2O + 2MnO_4^- \rightarrow 2MnO_2 + 8OH^-$

$C_2O_4^{2-} \rightarrow 2CO_3^{2-}$

$2H_2O + C_2O_4^{2-} \rightarrow 2CO_3^{2-}$

$2H_2O + C_2O_4^{2-} \rightarrow 2CO_3^{2-} + 4H^+$

$4OH^- + 2H_2O + C_2O_4^{2-} \rightarrow 2CO_3^{2-} + 4H^+ + 4OH^-$

$4OH^- + 2H_2O + C_2O_4^{2-} \rightarrow 2CO_3^{2-} + 4H_2O$

$4OH^- + C_2O_4^{2-} \rightarrow 2CO_3^{2-} + 2H_2O$

$4OH^- + C_2O_4^{2-} \rightarrow 2CO_3^{2-} + 2H_2O + 2e^-$ $\times 3$

$12OH^- + 3C_2O_4^{2-} \rightarrow 6CO_3^{2-} + 6H_2O + 6e^-$

$4H_2O + 2MnO_4^- + 12OH^- + 3C_2O_4^{2-} \rightarrow 2MnO_2 + 8OH^- + 6CO_3^{2-} + 6H_2O$

$$2MnO_4^- + 3C_2O_4^{2-} + 4OH^- \rightarrow 2MnO_2 + 6CO_3^{2-} + 2H_2O$$

A) +3

B) $2\times[Cr(s) + 3e^- \rightarrow Cr^{3+}(aq)]$ $\quad \mathcal{E}^\circ = +0.74V$

$3\times[Co^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Co(s)]$ $\quad \mathcal{E}^\circ = -0.28V$

$2Cr(s) + 3Co^{2+}(aq) \rightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 3Co(s)$ $\quad \underline{\mathcal{E}^\circ = +0.46V}$

$\Delta G^\circ = -nF\mathcal{E}^\circ = -(6\,mol)(96487\,C/mol)(+0.46V) = -266304\,J$

$\underline{\Delta G^\circ = -2.7\times10^2\,kJ}$

- trouvez la concentration de Co^{2+} qui rend la réaction spontanée (ΔG atteigne une valeur qui est infinitésimalement plus petite que zéro)

$$\Delta G = 0 = \Delta G^\circ + RT\ln Q$$

$$0 = -266304\,J + (8.3145\,J/K\,mol)(298.15K)\ln Q$$

$$\ln Q = 105.00 \Rightarrow Q = e^{105.00} = 4.009\times10^{45}$$

$$4.009\times10^{45} = \frac{[Cr^{3+}]^2}{[Co^{2+}]^3} \Rightarrow [Co^{2+}] = \sqrt[3]{\frac{(0.150)^2}{4.009\times10^{45}}}$$

$$[Co^{2+}] = \underline{1.8\times10^{-16}M}$$