

# BTS Réactifs de l'eau 2005

## A. CHIMIE

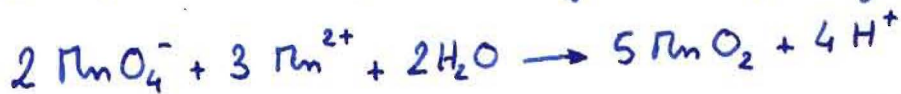
### 1<sup>ère</sup> Partie



$$\textcircled{2} \text{a) } E_1 = E_1^\circ + \frac{0,06}{3} \text{Pog} \left( [\text{H}^+]^4 [\text{MnO}_4^-] \right) = \underline{0,976 \text{ V}}$$

$$E_2 = E_2^\circ + \frac{0,06}{2} \text{Pog} \left( \frac{[\text{H}^+]^4}{[\text{Mn}^{2+}]} \right) = \underline{0,542 \text{ V}}$$

b)  $E_1 > E_2$  donc  $\text{MnO}_4^-$  est l'oxydant le plus fort.



c)  $E_1 - E_2 > 0,3\text{V}$  donc la réaction est considérée comme totale.

Démonstration: (non demandée)

A l'équilibre  $E_1 = E_2$

$$E_1^\circ + \frac{0,06}{3} \text{Pog} \left( [\text{MnO}_4^-] [\text{H}^+]^4 \right) = E_2^\circ + \frac{0,06}{2} \text{Pog} \left( \frac{[\text{H}^+]^4}{[\text{Mn}^{2+}]} \right)$$

$$\Leftrightarrow E_1^\circ - E_2^\circ = \frac{0,06}{6} \text{Pog} \left( \frac{[\text{H}^+]^4}{[\text{Mn}^{2+}]} \right)^3 \left( \frac{1}{[\text{MnO}_4^-] [\text{H}^+]^4} \right)^2$$
$$= \frac{0,06}{6} \text{Pog} \left( \frac{[\text{H}^+]^4}{[\text{Mn}^{2+}]^3 [\text{MnO}_4^-]^2} \right)$$

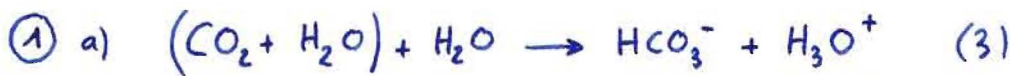
$$\text{donc } K = 10^{\frac{6}{0,06} (E_1^\circ - E_2^\circ)} \quad K$$

$$= 10^{43} \quad \text{réaction totale.}$$

$$\text{d) } m_{\text{Mn}^{2+}}(\text{résiduel}) = m_{\text{Mn}^{2+}}(\text{initial}) - \frac{3}{2} m_{\text{MnO}_4^-}$$
$$= 2 \cdot 10^{-6} - \frac{3}{2} \times 10^{-6}$$
$$= 0,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

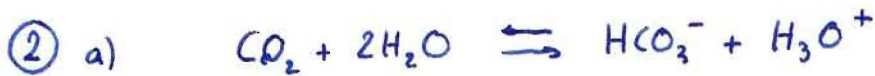
$$\text{donc } [\text{Mn}^{2+}]_{\text{résiduel}} = 5,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ norme respectée.}$$

## 2<sup>e</sup> Partie



b)  $K_{a1} = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CO}_2]_{\text{dissous}}} = 10^{-6,4}$

$K_{a2} = \frac{[\text{CO}_3^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCO}_3^-]} = 10^{-10,3}$



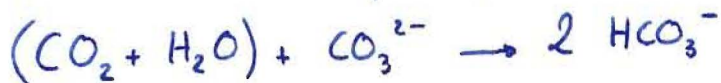
$K_{a1} = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CO}_2]}$  avec  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCO}_3^-]$

d'où  $K_{a1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{CO}_2]_{\text{dis}}}$

b)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_{a1} \times [\text{CO}_2]_{\text{dis}}} = \sqrt{10^{-6,4} \times 9,9 \cdot 10^{-6}} = 2,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$

d'où pH = 5,7

③ a)  $\text{CO}_2$  est l'acide le plus fort et  $\text{CO}_3^{2-}$  la base la plus forte :

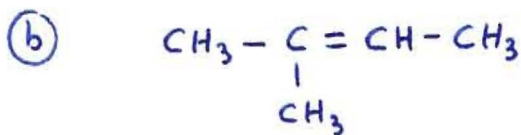
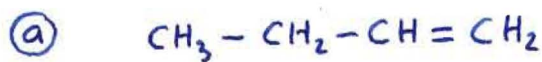


$K_2 = \frac{[\text{HCO}_3^-]^2}{[\text{CO}_2]_{\text{dis}} \times [\text{CO}_3^{2-}]} = \frac{K_{a1}}{K_{a2}} = 10^{3,9} \gg 1$  réaction totale

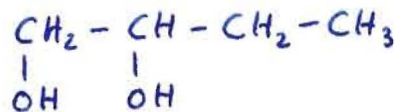
b)  $K_{a1} = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CO}_2]_{\text{dis}}}$

Or  $[\text{CO}_2]_{\text{dis}}$  est constant, donc d'après la loi de modération si on ajoute  $\text{CO}_3^{2-}$  cela produit du  $\text{HCO}_3^-$ . Comme  $K_{a1}$  est constant  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  doit diminuer, ce qui élève le pH.

### 3<sup>e</sup> Partie



(c) Réaction 1: on oxyde jusqu'à l'alcool (ici diol)



Réaction 2: on oxyde au maximum:



### B. PHYSIQUE

(1) a) On place les points sur le graphe:

b) Les valeurs particulières de  $V_e$  correspondent aux valeurs extrêmes en chlore de l'eau du bassin:

$$V_{e_{\min}} = 60 \text{ mV} \quad V_{e_{\max}} = 95 \text{ mV}$$

(2.1) D'après le schéma:  $V_e = V_1$

(2.2) a) Pour  $0,3 \text{ g} \cdot \text{m}^{-3}$   $V_1 = 60 \text{ mV}$

Or on veut  $V_2 = 3,0 \text{ V}$  d'où  $A = \frac{V_2}{V_1} = \underline{\underline{50}}$

b)  $-R_1 i + \mathcal{E} = V_1 \Leftrightarrow V_1 = -R_1 i \Leftrightarrow i = -\frac{V_1}{R_1}$

$$V_1 = V_2 + R_2 i + \mathcal{E} = V_2 + R_2 i$$

$$\text{d'où } V_1 = V_2 - \frac{R_2}{R_1} V_1 \Leftrightarrow \underline{\underline{V_1 \left(1 + \frac{R_2}{R_1}\right) = V_2}}$$

$$\text{c) } 1 + \frac{R_2}{R_1} = 50 \Leftrightarrow \frac{R_2}{R_1} = 49 \Leftrightarrow \underline{\underline{R_2 = 490 \text{ k}\Omega}}$$

