

**EMD de Hydrochimie**

**Exercice 01**

1- Calculer la masse et le pH de  $H_2CO_3$  nécessaire pour obtenir 1.5 litre de solution 0.3 M ? ( $pK_a = 10,3$ )

2- On veut doser l'acidité d'une eau industrielle, pour un échantillon de 35 ml, il nous faut :

- 1.96 ml de  $Ca(OH)_2$  (0.2M) pour élever le pH jusqu'à 5.5
- 5.3 ml de  $Ca(OH)_2$  (0.2 M) pour élever le pH jusqu'à 8.3

Déterminer la teneur de l'acide en M ? Déduire son alcalinité ?

3- Etablir la relation entre le pourcentage d'acide hypochloreux, d'ions chlorites et le pH ?

(Avec  $\% ClO^- = 100 - \% HClO$ )

- Calculer le pourcentage d'acide hypochloreux pour les valeurs de  $pH = 4$  et  $11$ . ( $K_a = 2,3 \cdot 10^{-8}$ ) ?

**Exercice 02**

L'analyse physico chimique d'une eau naturelle a donné les résultats (mg/l) suivants :

$Ca^{2+}$	$Na^+$	$Mg^{2+}$	$Cl^-$	$HCO_3^-$	$SO_4^{2-}$	TA
267,6	323,25	85,53	532,47	180,2	806	0

1-Que peut- on dire de sa qualité à partir le diagramme de piper ?

déterminer l'indice d'adsorption du sodium (SAR) et Na % ? Déduire sa qualité ?

3- Existe-t-il une dureté permanente ? Déduire sa valeur ? A quels types d'ions les cations  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$  sont liées ?

4- Après l'addition de chaux en excès et la soude ces eaux seront-elles abordables à l'échelle mondiale ?

$\% ClO^- = 100 - \% HClO$

EX 01 :

1)  $M_{molIP} = \frac{M_{gIP}}{\text{masse melange}} \Rightarrow$

$M_{gIP} = M_{\text{mol}} \times \text{masse melange}$   
 $= 0,3 \times 60 = 18,6 \text{ gIP}$

donc  $\text{masse} = 18,6 \text{ g}$  (0,5)

$pKa = -\log k_a = -\log 0,3 = -10,3 = -9,77$  (0,5)   
 acide faible.

$pH = \frac{1}{2} (pKa - \log CA)$  (0,5)  
 $= 5,41$

2) (0,5)

\*  $pH = 7,5 :$

$N_a V_a = N_b V_b \Rightarrow N_a = \frac{N_b V_b}{V_a}$

$N_a = \frac{1,96 \times 0,2}{35} = 11,2 \times 10^{-3} \text{ M}$  (0,5)  
 $= 11,2 \times 10^{-3} \text{ M}$  (0,5)

$pH = 8,3$

$N_a V_a = N_b V_b \Rightarrow N_a = \frac{N_b V_b}{V_a}$

$N_a = \frac{1,3 \times 0,2}{35} = 60 \times 10^{-3} \text{ M}$  (0,5)

donc  $TA = 0,10 \text{ M}$  (0,5)  
 $TAC = 0,06 \text{ M}$  (0,5)

3) l'équation :



avec  $k_a = \frac{[ClO^-][H_3O^+]}{[HClO]}$

$k_a = \frac{[ClO^-]}{[H_3O^+]} \text{ avec}$

donc :  $\frac{k_a}{[H_3O^+]} + 1 = \frac{100 - \% HClO}{\% HClO} = \frac{100}{\% HClO} - 1$

$\frac{k_a}{[H_3O^+]} + 1 = \frac{100}{\% HClO}$  donc (0,5)

$\% HClO = \frac{100 [H_3O^+]}{k_a + [H_3O^+]} = \frac{100}{\frac{k_a}{[H_3O^+]} + 1}$

avec  $k_a = 2,3 \times 10^{-8}$

4) \*  $pH = 4$   
 $\% HClO = \frac{100}{\frac{2,3 \cdot 10^{-8}}{10^{-4}} + 1} = 99,97\%$

\*  $pH = 11$

$\% HClO = \frac{100}{\frac{2,3 \cdot 10^{-8}}{10^{-11}} + 1} = 0,043\%$

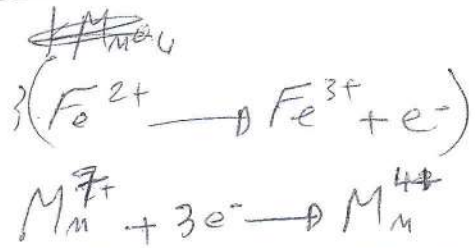
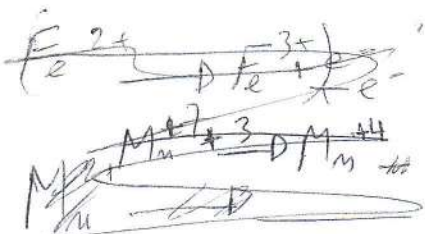
EX 02 :

1)

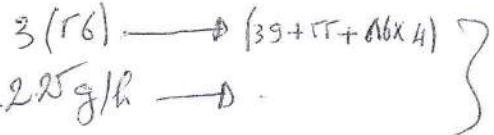
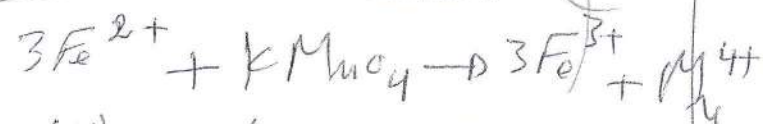
	$Ca^{2+}$	$Mg^{2+}$	$Na^+$	$Cl^-$	$HCO_3^-$	$SO_4^{2-}$
mg/l	267,6	87,83	323,25	132,47	180,2	80,6
mg/l	13,78	7	14,06	15	2,96	16,8
mg/l	669	350	703	750	148	840
g/l	38,81	20,32	40,82	43,1	8,5	48,3

après digestion :  
 sulfates et chlorure  
 (0,75)

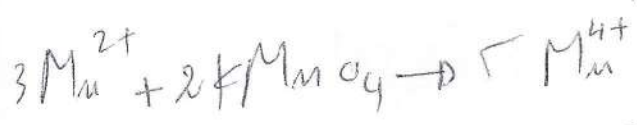
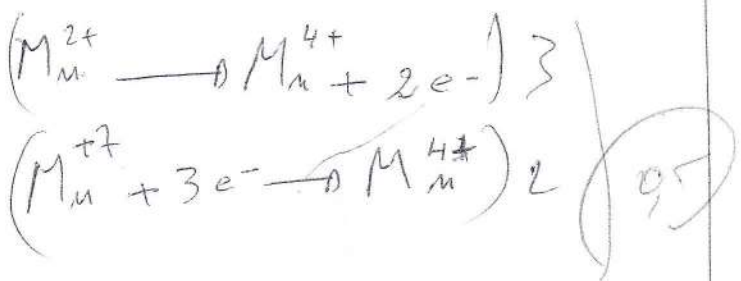
34



0,5

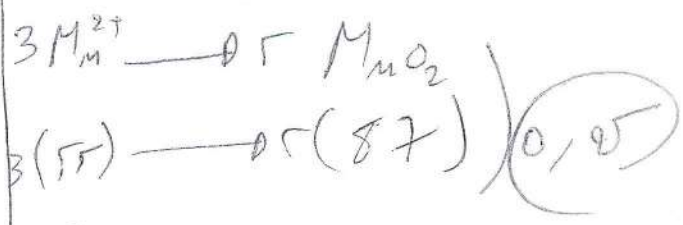
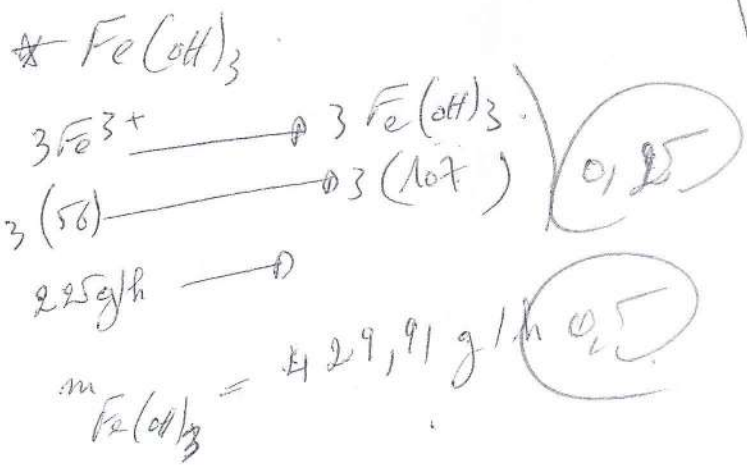


$m_{KMnO_4} = 211,60 g/h$  (0,5)



$3(55) \rightarrow 2(158)$   
 $180 \rightarrow$   
 $M_{KMnO_4} = 344,72 g/h$  (0,5)

③ masse précipité:



$180 g/h \rightarrow$

$m_{MnO_2} = 474,54 g/h$  (0,5)