

Exercice

donner une formule avec l'ensemble \mathcal{Q}^+ en comparant f_{3^+} et avec l'ensemble \mathcal{Q}^+ en comparant f_{2^+} . On a $\lim_{n \rightarrow \infty} y_n = 0,20017$, on veut $1,0 \text{ cm}$ de réduction d'excès de f_{3^+} d'excès

e) Calculer la constante d'équilibre K de la réaction
 $(BCl_3) \quad K_{eq} = 500 \quad p_{BCl_3} = 25,6$
 $f_{3^+} + \mathcal{Q}^+ \rightleftharpoons f_{2^+} + \mathcal{Q}^+$

$$K_{eq} = \frac{p_{f_{3^+}} \cdot p_{\mathcal{Q}^+}}{p_{f_{2^+}}} = 10^5$$

$$K_{eq} = \frac{p_{f_{3^+}} \cdot p_{\mathcal{Q}^+}}{p_{f_{2^+}}} = 10^{-25,10}$$

$$f_{2^+} + y_2 \rightleftharpoons f_{3^+} + \mathcal{Q}^+$$

$$K = \frac{p_{f_{3^+}} \cdot p_{\mathcal{Q}^+}}{p_{f_{2^+}} \cdot p_{y_2}} = \frac{p_{f_{3^+}} \cdot p_{\mathcal{Q}^+}}{p_{f_{2^+}} \cdot p_{y_2}} \times \frac{p_{f_{2^+}} \cdot p_{y_2}}{p_{f_{2^+}} \cdot p_{y_2}}$$

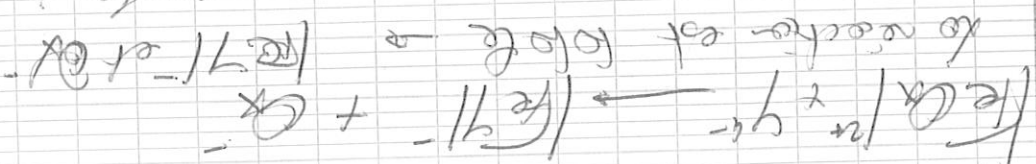
$$\frac{K_{eq}}{K} = \frac{10^5}{10^{-25,10}} = 10^{30,1}$$

de réaction est quantitative $K_{eq} > 4$
 En effet, le complexe de f_{2^+} est le plus stable car il a le valeur de K le plus élevée
 Plus le K est petit (plus g^+), + le complexe est stable.

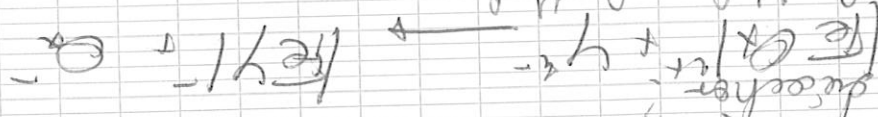
- pour
- pour
- une

d) Les conditions de base sont
 - depuis pas de précipitation
 - pas de précipitation
 - pas de précipitation

e) Dans ces conditions, indiquer les formules des espèces chimiques qui prédominent à l'équilibre.



d) Quelle est la concentration, en mol/L, de Fe^{2+} dans la solution?



to à l'équilibre
 no à l'équilibre

$$|Fe^{2+}| = \frac{K}{n} = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{20} = 0,1 \cdot 10^{-3} = 0,100 \text{ mol/L}$$

e) Quelle est la concentration, en mol/L, de Fe^{2+} dans la solution?

$$K = \frac{[Fe^{2+}][OH^-]}{[FeOH^+]}$$

$$0,1 \cdot 10^{-3} = \frac{[Fe^{2+}][OH^-]}{[FeOH^+]}$$

$$K = \frac{[Fe^{2+}][OH^-]}{[FeOH^+]}$$

$$|Fe^{2+}| = \frac{K}{[OH^-]}$$

$$|Fe^{2+}| = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{20} = 0,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \| = \mathbb{E} - \mathbb{E} \mathbb{E}^T \text{ mod } L^{-1}$$

Colours, is Kognitive $P_{\mathbb{E}^T} (- \mathbb{E} \mathbb{E}^T)$

$$\mathbb{E} \mathbb{E}^T = \frac{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}$$

$$\mathbb{E} \mathbb{E}^T = \frac{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}$$

$$\mathbb{E} \mathbb{E}^T = \frac{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}$$

$$\mathbb{E} \mathbb{E}^T = \frac{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}$$

$$\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \| = \frac{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}$$

$$\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \| = \frac{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}$$

$$\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \| = \frac{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}$$

$$\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \| = \frac{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}$$

$$\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \| = \frac{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}$$

$$\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \| = \frac{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}$$

$$\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \| = \frac{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}{\| \mathbb{E} \mathbb{E}^T \|}$$

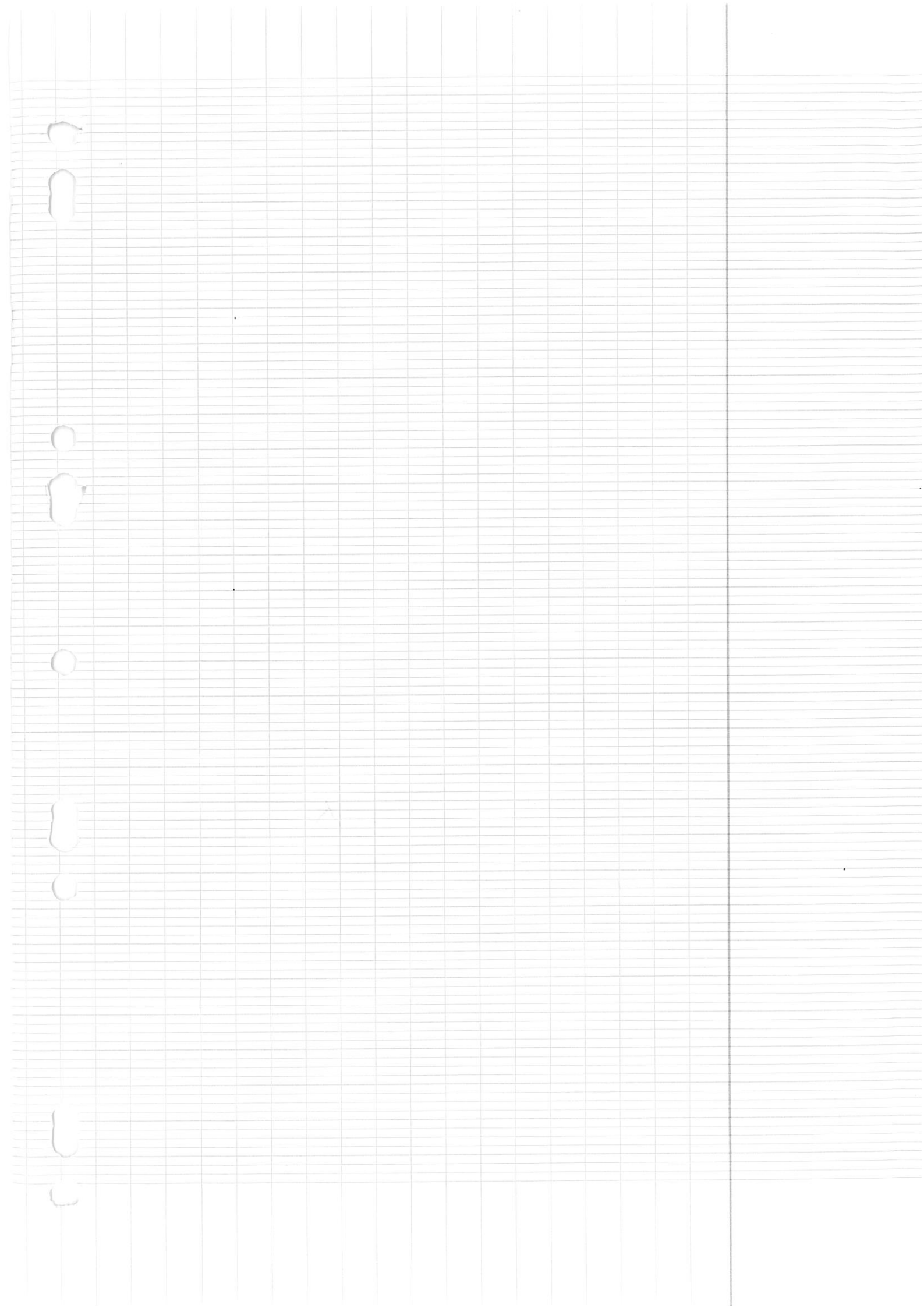
$$P_{\mathbb{E}^T} = K_{\mathbb{E}^T}$$

$$= \mathbb{E} - \mathbb{E} \mathbb{E}^T \text{ mod } L^{-1}$$

$$P_{\mathbb{E}^T} = K_{\mathbb{E}^T}$$

$$P_{\mathbb{E}^T} = \frac{1}{2} (P_{\mathbb{E}^T} + P_{\mathbb{E}^T})$$

$$P_{\mathbb{E}^T} = \frac{1}{2} (P_{\mathbb{E}^T} + P_{\mathbb{E}^T})$$

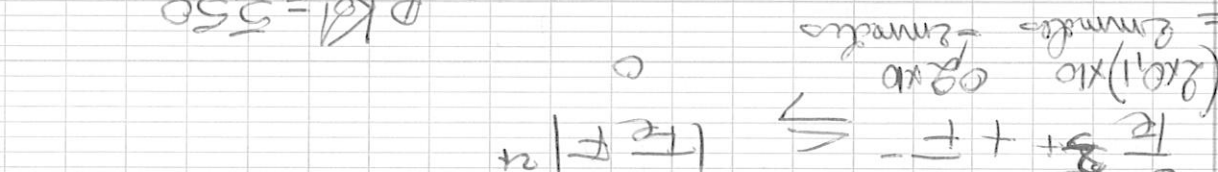


Exercice 2

A 10 mL de H_2F 0,200 M, en goutte de 0,10 mL de $\text{Fe}(\text{SO}_4)_3$ 0,100 M. Il se forme un complexe du type FeF_n^{3-n} (solution B).

a) Calculer en mol/L la concentration de Fe^{3+} et FeF_n^{3-n} dans la solution B.

Noter F^- Dissociation totale



Fe 20 mmol
 F 20 mmol
 $pK_{\text{a}} = 5,50$

$\frac{[\text{FeF}_n^{3-n}]}{[\text{Fe}^{3+}]} = n = \frac{20}{2} = 10 \text{ mol/L} = 9,100 \text{ mol/L}$

De plus $[\text{Fe}^{3+}] = 1F^-$

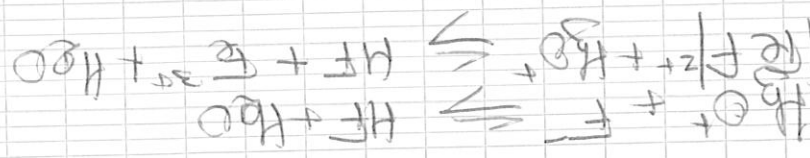
et $K_{\text{a}} = \frac{[\text{Fe}^{3+}][F^-]}{[\text{FeF}_n^{3-n}]}$

Donc $[\text{Fe}^{3+}] = 1F^- = \frac{[\text{FeF}_n^{3-n}]}{[\text{Fe}^{3+}][F^-]}$

$= \frac{10^{-5,50} \times 0,1}{10^{-3,25}} = 10^{-6,15}$
 $= 10^{-6,15} \text{ mol/L} = 5,62 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$

b) On ajoute une certaine quantité d'acide fort (note H_3O^+) à la solution B, on obtient alors la solution B.

Quelle longueur d'onde détermine la réaction de cet acide fort sur FeF_n^{3-n}



e) Donner l'expression littérale de la constante K de cette réaction on donne du K_{a1} , K_{a2} et K_{a3} de l'acide formique de cette constante. on prendra

$$K = \frac{[HF][F^-]}{[HF_2^-]} \quad pK_a = 3,80 \text{ (3CS)}$$

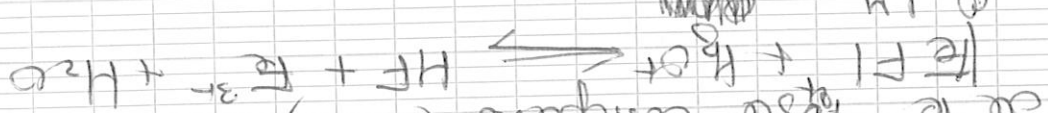
$$K_{a1} = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]} \quad \text{et} \quad K_{a2} = \frac{[H^+][F_2^{2-}]}{[HF_2^-]}$$

$$K = \frac{[HF_2^-][F^-]}{[F_2^{2-}][F^-]} \times \frac{[HF]}{[H_3O^+][F^-]}$$

$$K = K_{a1}$$

$$K = \frac{K_{a2}}{K_{a1} \cdot K_{a3}} = \frac{10^{-5,50}}{10^{-2,30} \cdot 10^{-3}} = 5,01 \cdot 10^{-3}$$

d) Calculer la concentration, en mol/L, de F_2^{2-} et HF_2^- dans la solution B. L'addition de l'acide fait que 80% de F_2^{2-} est consommé (3CS)



6
 0,1 M
 0,080
 0,02

80% resté consommé

$$\Rightarrow \frac{[F_2^{2-}]}{[HF_2^-]} = 0,02 \text{ mol/L}^{-1}$$

$$\frac{[F_2^{2-}]}{[HF_2^-]} = 0,08 \text{ mol/L}^{-1}$$

Reste à calculer $[F^-]$

$$K_1 = \frac{[Fe^{2+}][Fe^{3+}]}{[Fe^{3+}]^2}$$

$$[F^-] = \frac{[Fe^{2+}][Fe^{3+}]}{K_1}$$

$$[F^-] = 10^{-55} \times 0.08$$

$$[F^-] = 1.86 \cdot 10^{-5} \text{ mol.l}^{-1}$$

a) Calculer la concentration, en mol.l^{-1} , de H_2F^{2-} (on donnera la réponse sous forme de 10^{-x})

$$[F^-]_{\text{initial}} = [F^-]_{\text{libre}} + [HF] + [H_2F^{2-}]$$

$$0.1 \text{ mol.l}^{-1} = 10^{-4.50} + ? + 0.08$$

$$[HF] = 0.1 - 0.08 = 0.02 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[HF] = 10^{-4.10} \text{ mol.l}^{-1}$$

Calculer le pH de la solution.

$$pH = pK_1 + \log \frac{[F^-]}{[HF]}$$

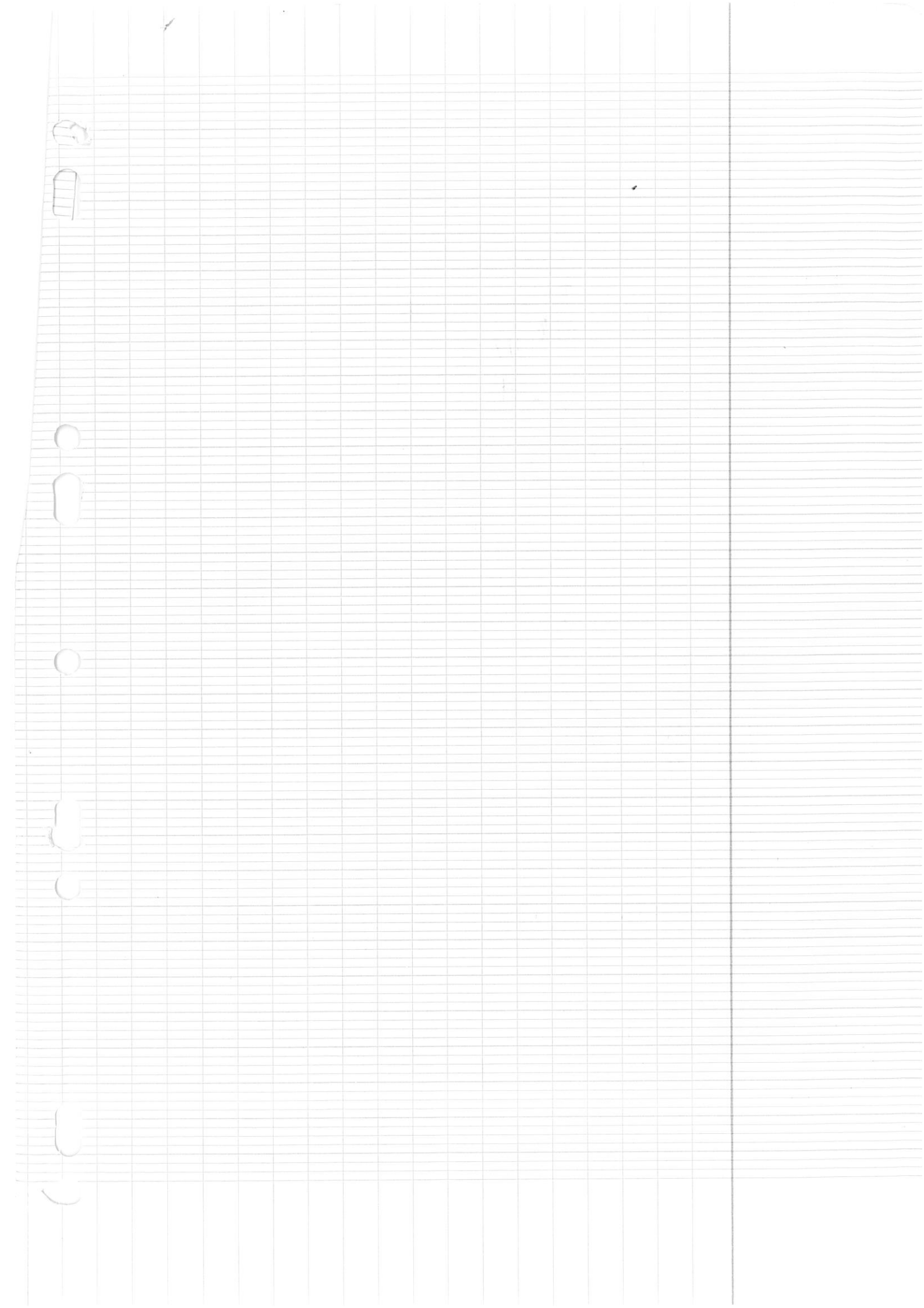
$$pH = 3.80 + \log \frac{10^{-4.50}}{10^{-4.10}}$$

$$pH = 3.80 + \log 10^{-0.40}$$

$$pH = 0$$

$$K_1 = \frac{[F^-][H_3O^+]}{[HF]}$$

$$|H_3O^+| = K_1 \frac{[HF]}{[F^-]}$$



Exercice
 On parle d'une solution d'EDTA toujours
 des ions Fe^{2+} qui sont acceptés de
 former un complexe de type FeY^{2-} avec le
 ligand Y^{4-}

a) Tous les ligands complexes de cette solution.
 $Fe^{3+} + Y^{4-} \rightleftharpoons FeY^{-}$
 $Fe^{2+} + Y^{4-} \rightleftharpoons FeY^{2-}$
 $Fe^{2+} + Y^{4-} \rightleftharpoons FeY^{2-} + Fe^{3+}$
 le complexe Fe^{3+} et stable.

b) Calculer le constant d'équilibre correspondant
 $K = \frac{[FeY^{-}][Fe^{2+}]}{[Fe^{3+}][FeY^{2-}]}$
 $K = \frac{[FeY^{-}][Fe^{2+}]}{[Fe^{3+}][FeY^{2-}]} = \frac{K_{FeY^{-}}}{K_{FeY^{2-}}}$
 $K = \frac{10^{-25.1}}{10^{-20.8}} = 10^{-4.3}$

c) D'après le résultat précédent, vous semblez
 à 2 points d'incertitude avoir le dosage
 réalisé par l'EDTA (Y^{4-}) avec les ions Fe^{3+}
 en présence de Fe^{2+}
 car puisque le complexe FeY^{-} est plus
 stable que FeY^{2-}



5c) Les ions Fe^{2+} et Fe^{3+} ont des
 actions à la même concentration $10^{-20.8}$
 et en négligeant les variations de volume

