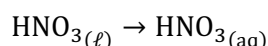


Corrigé du Devoir Surveillé de chimie n°7a (option PC) et n°6 (option PSI)

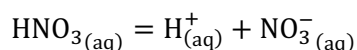
I) Détermination de l'épaisseur de zinc déposé sur une rondelle

Dissolution de la rondelle dans l'acide nitrique, obtention de la solution S₀

- 1) L'acide nitrique est un corps pur moléculaire. Il se dissout **totalemment** dans l'eau selon :

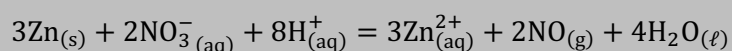
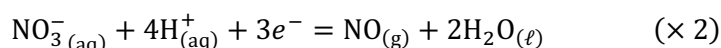


De plus, l'acide nitrique est un **acide fort** dans l'eau (*cette propriété doit être connue !*), ce qui signifie que la réaction suivante est **quantitative** (quasi-totale) :



Une solution d'acide nitrique contient donc presque exclusivement des ions $\text{H}_{(\text{aq})}^+$ et $\text{NO}_{3(\text{aq})}^-$.

- 2) On écrit les demi-équations électroniques des couples mis en jeu en équilibrant avec H^+ , car on cherche un bilan en solution acide, puis on trouve une combinaison linéaire qui élimine les électrons :



Titrages

- 3) Pour mesurer le pH d'une solution, on y introduit une **électrode de verre** et une **électrode de référence** (par exemple, l'électrode de référence au calomel, saturée en KCl), et on relie ces électrodes aux bornes d'un **voltmètre**.

- 4) La précipitation de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ correspond au sens direct de la réaction de constante K°_2 . Elle a donc lieu dès que son quotient réactionnel $Q_2 = \frac{(c^\circ)^4}{[\text{Fe}^{3+}][\text{HO}^-]^3}$ devient inférieur à K°_2 .

Pour une solution qui contiendrait une concentration initiale $[\text{Fe}^{3+}] = C_{\text{tra}} = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, la condition $\frac{(c^\circ)^4}{[\text{Fe}^{3+}][\text{HO}^-]^3} < K^\circ_2$ permet d'établir :

$$[\text{HO}^-] > c^\circ \left(\sqrt[3]{\frac{c^\circ}{C_{\text{tra}}K^\circ_2}} \right) = 4,6 \cdot 10^{-13} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La précipitation de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ commence quand la concentration de HO^- atteint :
 $[\text{HO}^-]_{\min} = 4,6 \cdot 10^{-13} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

On procède de même pour les deux autres précipités.

Le quotient réactionnel de la réaction de constante K°_3 étant $Q_3 = \frac{(c^\circ)^3}{[\text{Fe}^{2+}][\text{HO}^-]^2}$, on trouve pour $[\text{Fe}^{2+}] = C_{tra} = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$:

$$[\text{HO}^-] > c^\circ \left(\sqrt{\frac{c^\circ}{C_{tra} K^\circ_3}} \right) = 8,8 \cdot 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La précipitation de $\text{Fe}(\text{OH})_2$ commence quand la concentration de HO^- atteint :
 $[\text{HO}^-]_{\min} = 8,8 \cdot 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Le quotient réactionnel de la réaction de constante K°_4 étant $Q_4 = \frac{(c^\circ)^3}{[\text{Zn}^{2+}][\text{HO}^-]^2}$, on trouve pour $[\text{Zn}^{2+}] = C_{tra} = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$:

$$[\text{HO}^-] > c^\circ \left(\sqrt{\frac{c^\circ}{C_{tra} K^\circ_4}} \right) = 7,9 \cdot 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La précipitation de $\text{Zn}(\text{OH})_2$ commence quand la concentration de HO^- atteint :
 $[\text{HO}^-]_{\min} = 7,9 \cdot 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

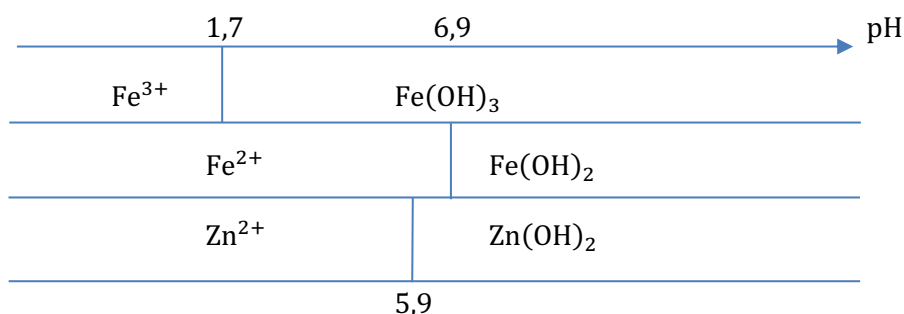
5) En calculant les valeurs de pH correspondant aux concentrations en HO^- déterminées à la question précédente, on obtient les **frontières d'existence** des précipités en abscisse pH. On effectue pour cela ($K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$ étant le produit ionique de l'eau à 25°C) :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}^+]}{c^\circ}\right) = -\log\left(\frac{K_e c^\circ}{[\text{HO}^-]}\right) = 14 + \log\left(\frac{[\text{HO}^-]}{c^\circ}\right)$$

... qui donne des valeurs de pH de frontière respectivement égales à 1,7 ; 6,9 ; 5,9 pour les précipités $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ et $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

Les précipités sont des donneurs de la particule HO^- dans les différents couples, ils **existent** donc aux concentrations de HO^- les plus élevées, soit à **droite des frontières d'existence** (une valeur *minimale* de $[\text{HO}^-]$ pour la précipitation correspond bien à une valeur *minimale* de pH).

D'où le diagramme demandé, pour $C_{tra} = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ pour chaque cation :



6) Si on admet que les concentrations des différents cations dans la solution S_0 ne sont pas trop éloignées, en ordre de grandeur, de la concentration $C_{tra} = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, alors on peut utiliser le diagramme de la question précédente pour raisonner.

D'après la courbe pH-métrique fournie, le pH initial est de l'ordre de 2, ce qui est dû à l'excès d'acide nitrique. Ce point est situé dans le domaine d'existence de $\text{Fe}(\text{OH})_3$, ce qui montre que ce précipité existe dès le début.

La soude versée de $V = 0$ à $V = V_{eq1}$ fait lentement augmenter le pH, ce qui est lié à la diminution

progressive simultanée des concentrations de H^+ et Fe^{3+} dans la solution : **les deux réactions de constantes K°_1 et K°_2 ont lieu simultanément.**

Avant le premier saut, le pH reste voisin de 3 ou 4, ce qui est hors du domaine d'existence des précipités $Fe(OH)_2$ et $Zn(OH)_2$: pendant toute cette première phase, les ions Fe^{2+} et Zn^{2+} ne sont rigoureusement pas titrés.

Lorsque les ions H^+ et Fe^{3+} sont quasiment épuisés, la soude n'est plus consommée et le pH augmente brusquement : c'est le premier **saut de pH** en $V = V_{eq1}$. On atteint alors, presque au même pH, les frontières d'existence de $Fe(OH)_2$ et de $Zn(OH)_2$, qui sont très proches.

La soude versée de $V = V_{eq1}$ à $V = V_{eq2}$ fait alors à nouveau lentement augmenter le pH, au voisinage de 8, ce qui montre bien que les précipités $Fe(OH)_2$ et de $Zn(OH)_2$ sont présents tous les deux : cette phase correspond à la précipitation simultanée de Fe^{2+} et Zn^{2+} selon les réactions de constantes K°_3 et K°_4 .

Lorsque les ions Fe^{2+} et Zn^{2+} sont épuisés, à $V = V_{eq2}$, se produit le deuxième saut de pH, puis la soude s'accumule et le milieu devient nettement basique.

7) La quantité de soude, donc d'ions HO^- , versée entre $V = V_{eq1}$ et $V = V_{eq2}$ est égale à :

$$n_{HO^-} = C(V_{eq2} - V_{eq1})$$

Cette quantité sert à titrer Fe^{2+} et Zn^{2+} simultanément. Or, d'après les équations des réactions de titrage, il faut $2 \times n_{Fe^{2+}}$ d'ions HO^- pour doser les ions Fe^{2+} et $2 \times n_{Zn^{2+}}$ d'ions HO^- pour doser les ions Zn^{2+} , d'où :

$$n_{HO^-} = C(V_{eq2} - V_{eq1}) = 2 \times n_{Fe^{2+}} + 2 \times n_{Zn^{2+}}$$

On en déduit la quantité totale N en ions Fe^{2+} et Zn^{2+} dans le prélèvement :

$$N = n_{Fe^{2+}} + n_{Zn^{2+}} = \frac{C(V_{eq2} - V_{eq1})}{2} = 2,750 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

On évalue l'incertitude à l'aide des formules de composition :

$$u(N) = N \times \sqrt{\left(\frac{u(C)}{C}\right)^2 + \left(\frac{u(V_{eq2})^2 + u(V_{eq1})^2}{(V_{eq2} - V_{eq1})^2}\right)} = 7,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

En conclusion :

La quantité totale d'ions Fe^{2+} et Zn^{2+} présents dans le prélèvement est :
 $N = (2,750 \pm 0,073) \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$

8) En divisant par le volume V_1 du prélèvement, on obtient la somme des concentrations dans la solution S_0 . Puis en multipliant par le volume V_0 , on obtient **la quantité totale N_0 des ions Fe^{2+} et Zn^{2+} dans S_0** :

$$N_0 = \frac{NV_0}{V_1} = 5,500 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

On évalue l'incertitude à l'aide des formules de composition :

$$u(N_0) = N_0 \times \sqrt{\left(\frac{u(N)}{N}\right)^2 + \left(\frac{u(V_0)}{V_0}\right)^2 + \left(\frac{u(V_1)}{V_1}\right)^2} = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

En conclusion :

La quantité totale d'ions Fe^{2+} et Zn^{2+} présents dans la solution S_0 est :
 $N_0 = (5,50 \pm 0,15) \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$

9) En fin de titrage, la solution contient des précipités d'hydroxydes de fer et de zinc. Il faut donc

verser le contenu du bécher dans le bidon de récupération des éléments métalliques, qui est un bidon sur lequel figure généralement l'indication : « **Métaux** ».

10) Dans ce deuxième titrage, la quantité d'ions Fe^{2+} dans le prélèvement est exactement égal à la quantité d'ions Ce^{4+} versés à l'équivalence, d'où :

$$n'_{\text{Fe}^{2+}} = C'V_{eq3}$$

En divisant par le volume V_2 du prélèvement, on obtient la concentration de Fe^{2+} dans la solution S_0 . Puis en multipliant par le volume V_0 , on obtient **la quantité totale des ions Fe^{2+} dans S_0** :

$$N_{\text{Fe}^{2+}} = \frac{C'V_{eq3}V_0}{V_2} = 4,026 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

On évalue alors l'incertitude :

$$u(N_{\text{Fe}^{2+}}) = N_{\text{Fe}^{2+}} \times \sqrt{\left(\frac{u(C')}{C'}\right)^2 + \left(\frac{u(V_{eq3})}{V_{eq3}}\right)^2 + \left(\frac{u(V_0)}{V_0}\right)^2 + \left(\frac{u(V_2)}{V_2}\right)^2} = 5,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

En conclusion :

La quantité d'ions Fe^{2+} dans S_0 est :
 $N_{\text{Fe}^{2+}} = (4,026 \pm 0,055) \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

11) D'après les résultats des questions 8 et 10, on déduit la quantité d'ions Zn^{2+} par simple différence :

$$N_{\text{Zn}^{2+}} = N_0 - N_{\text{Fe}^{2+}} = 1,47 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

On évalue alors l'incertitude :

$$u(N_{\text{Zn}^{2+}}) = \sqrt{(u(N_0))^2 + (u(N_{\text{Fe}^{2+}}))^2} = 0,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

En conclusion :

La quantité d'ions Zn^{2+} dans S_0 est :
 $N_{\text{Zn}^{2+}} = (1,47 \pm 0,16) \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

12) On a trouvé qu'il y avait une quantité $N_{\text{Zn}^{2+}}$ d'ions Zn^{2+} dans la solution S_0 , qui proviennent de l'oxydation de la même quantité de zinc qui recouvrait la rondelle (réaction écrite question 2). En multipliant par la masse molaire, on obtient la masse du zinc, et en divisant par la masse volumique, on trouve le volume V_{Zn} de zinc qui recouvrait la rondelle :

$$V_{\text{Zn}} = \frac{N_{\text{Zn}^{2+}}M}{\rho}$$

Ce volume est égal au produit de la surface par l'épaisseur :

$$V_{\text{Zn}} = e \times S$$

On en déduit finalement :

$$e = \frac{N_{\text{Zn}^{2+}}M}{\rho S} = 1,404 \cdot 10^{-4} \text{ cm}$$

On évalue alors l'incertitude (en négligeant les incertitudes sur M et ρ , qui sont données avec 4 chiffres significatifs) :

$$u(e) = e \times \sqrt{\left(\frac{u(N_{\text{Zn}^{2+}})}{N_{\text{Zn}^{2+}}}\right)^2 + \left(\frac{u(S)}{S}\right)^2} = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ cm}$$

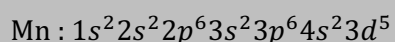
En conclusion :

L'épaisseur de zinc déposé sur la rondelle est de $e = (1,40 \pm 0,16) \mu\text{m}$.

II) Éliminer d'une eau le fer et le manganèse

A) Traitement d'une eau contenant du manganèse

1) Le manganèse est dans la colonne n°7, qui est la 5^{ème} colonne du bloc *d*. Sa configuration électronique **se termine donc par d^5** dans l'ordre de remplissage des orbitales atomiques (OA). Comme il est dans la quatrième période, il a des électrons dans les OA 4s (couche $n_{max} = 4$), d'où :



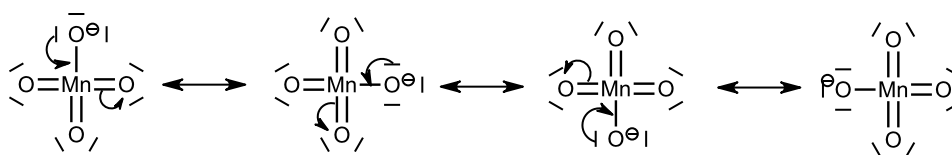
En comptant les électrons de cette configuration de l'atome neutre, on obtient le numéro atomique :

$$Z = 25$$

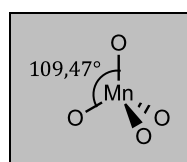
Les électrons de valence sont les électrons $4s^2$ (électrons de la couche la plus élevée $n = 4$), ainsi que $3d^5$ (sous-couche incomplète) :

Le manganèse a 7 électrons de valence.

2) On écrit tout d'abord la structure de Lewis de l'ion permanganate. Les liaisons Mn-O étant de même longueur, il est nécessaire de recourir à l'écriture de quatre formules mésomères équivalentes, l'ion réel étant l'hybride de ces quatre formules :

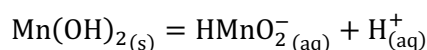


On constate ainsi que l'atome de manganèse est entouré de quatre liaisons rigoureusement identiques et d'aucun doublet non liant. Le type VSEPR est donc **AX_4E_0** et la géométrie est celle d'un **tétraèdre régulier**.

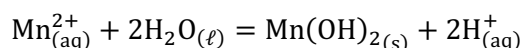


3) Dans $\text{Mn(OH)}_{2(s)}$, le manganèse est au nombre d'oxydation (n.o.) +II. Dans la liste des espèces fournie, seules deux autres espèces sont également au n.o. +II : $\text{Mn}_{(aq)}^{2+}$ et $\text{HMnO}_2^-(aq)$. C'est donc avec celles-ci que $\text{Mn(OH)}_{2(s)}$ peut constituer des couples Acide/Base.

Ainsi, $\text{Mn(OH)}_{2(s)}$ est l'**acide du couple $\text{Mn(OH)}_{2(s)}/\text{HMnO}_2^-(aq)$** , car c'est un donneur de proton dans :



Par ailleurs $\text{Mn(OH)}_{2(s)}$ est la **base du couple $\text{Mn}_{(aq)}^{2+}/\text{Mn(OH)}_{2(s)}$** , car $\text{Mn}_{(aq)}^{2+}$ est un donneur de protons selon :



Étant l'acide d'un couple et la base d'un autre :

$\text{Mn(OH)}_{2(s)}$ est un hydroxyde amphotère.

4) Les frontières F/G et G/H étant verticales, elles séparent les trois espèces de même nombre d'oxydation dont il était question à la question précédente, correspondant aux couples Acide/Base identifiés : $\text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+} = \text{F}$; $\text{Mn}(\text{OH})_{2(\text{s})} = \text{G}$ et $\text{HMnO}_2^{-}(\text{aq}) = \text{H}$.

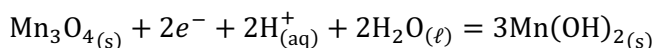
Les autres espèces occupent les domaines par ordre croissant de potentiels selon la valeur croissante de leur nombre d'oxydation :

n.o.	
+VII	$\text{MnO}_4^{-}(\text{aq}) = \text{A}$
+VI	$\text{MnO}_4^{2-}(\text{aq}) = \text{C}$
+IV	$\text{MnO}_{2(\text{s})} = \text{B}$
+III	$\text{Mn}_2\text{O}_{3(\text{s})} = \text{D}$
$+\frac{8}{3}$ (n.o. moyen)	$\text{Mn}_3\text{O}_{4(\text{s})} = \text{E}$
+II	$\text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+} = \text{F}$; $\text{Mn}(\text{OH})_{2(\text{s})} = \text{G}$; $\text{HMnO}_2^{-}(\text{aq}) = \text{H}$
0	$\text{Mn}_{(\text{s})} = \text{I}$

5) Une **frontière de prédominance** est une frontière entre solutés. La seule frontière de ce type est la **frontière A/C**.

Toutes les autres frontières mettent en jeu au moins un corps condensé pur : ce sont donc des **frontières d'existence**.

6) La frontière E/G est la frontière correspondant au couple d'oxydoréduction $\text{Mn}_3\text{O}_{4(\text{s})}/\text{Mn}(\text{OH})_{2(\text{s})}$, de demi-équation électronique :



On applique alors la formule de Nernst à cette équation. Cette formule n'étant valable qu'en présence simultanée des deux corps condensés purs, on obtient directement l'équation de la frontière E/G :

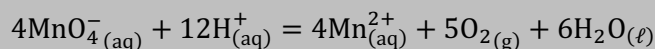
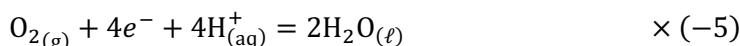
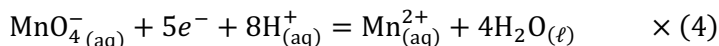
$$E_{fr} = E^{\circ}_{EG} + \frac{e^{\circ}}{2} \cdot \log\left(\frac{[\text{H}^{+}]^2}{(c^{\circ})^2}\right) = E^{\circ}_{EG} - e^{\circ} \cdot \text{pH}$$

La frontière E/G a pour coefficient directeur $-e^{\circ} = -0,06 \text{ V/upH}$

7) Le domaine de stabilité de l'eau est le domaine compris entre les deux droites en pointillés correspondant aux couples $\text{O}_{2(\text{g})}/\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$ et $\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}/\text{H}_{2(\text{g})}$. On constate ainsi que, quel que soit le pH, le domaine de $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq}) = \text{A}$ est **disjoint** avec celui de l'eau :

Les ions permanganate $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq})$ sont thermodynamiquement instables dans l'eau à tout pH.

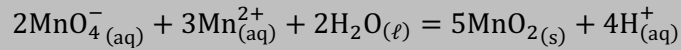
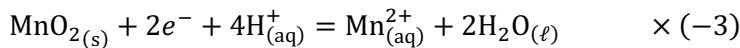
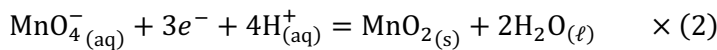
À pH = 2,0, seule l'espèce $\text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+}$ est stable dans l'eau. On peut donc en déduire que l'ion permanganate dans l'eau doit être réduit en ions $\text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+}$, l'eau étant oxydée en $\text{O}_{2(\text{g})}$:



Thermodynamiquement, cette réaction devrait être quantitative. Si on ne l'observe pas en pratique, ceci est dû à un blocage cinétique :

Les ions permanganate sont métastables dans l'eau.

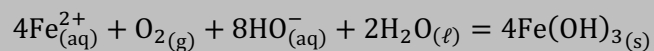
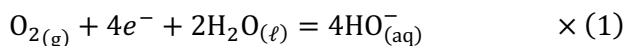
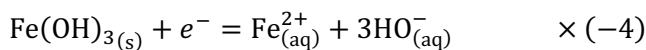
8) À pH = 6,0, les espèces MnO_4^- (aq) = A et Mn^{2+} (aq) = F sont dans des domaines disjoints : on prévoit donc qu'ils doivent réagir ensemble selon une réaction de **médiamutation** produisant MnO_2 (s) = B.



Cette réaction, quantitative, permet de convertir le soluté Mn^{2+} (aq) que l'on souhaite éliminer en MnO_2 (s), qui est un solide donc facile à séparer par filtration.

B) Traitements d'une eau contenant du fer

9) La droite en pointillés supérieure représente le potentiel d'équilibre du couple O_2 (g) / H_2O (l) lorsque du dioxygène barbote dans l'eau à la pression de 1 bar. À pH = 7,5, l'espèce stable du fer au niveau de cette droite est $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (s). On en déduit que les ions Fe^{2+} (aq) sont **oxydés** par le dioxygène en $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (s) selon :



Cette réaction est nécessairement **quantitative**, car le dioxygène barbote en continu dans la solution, il ne peut donc pas s'épuiser. La réaction consomme des ions HO^- (aq), ce qui pourrait conduire à une diminution du pH, mais malgré cela, la droite en pointillés reste très loin du domaine de stabilité de Fe^{2+} (aq) : ces derniers sont donc nécessairement en concentration négligeable à l'équilibre.

10) Le résidu normalisé est l'écart entre un point et la droite de régression linéaire, rapporté à l'incertitude. On le nomme aussi le *z-score* d'un point :

$$RN = \frac{y - (-0,2083t)}{u(y)} = 0,22 < 2$$

Cette valeur étant inférieure à 2, cela signifie qu'il est tout à fait probable que l'écart entre le point et la droite modèle soit dû à l'incertitude de mesure.

11) Pour les trois valeurs de pOH, le modèle linéaire $\ln\left(\frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{2+}]_0}\right) = a \cdot t$ peut être considéré valide, car :

- tous les résidus normalisés ont une valeur absolue inférieure à 2 ;
- les résidus sont dispersés aléatoirement ; autrement dit, les points sont disposés sans organisation particulière de part et d'autre de chaque droite modèle ;
- on dispose d'une dizaine de points par expérience, ce qui est significatif statistiquement.

12) Tout d'abord, on signale que, en raison du barbotage continu de dioxygène, la pression p_{O_2} peut être considérée comme constante pendant toute la durée d'un suivi cinétique. Les réactions étant menées dans une solution tampon, pH et pOH sont constants, donc $\{\text{HO}^-\}$ est également maintenue constante.

La loi de vitesse postulée peut donc s'écrire :

$$v = -k' \times [\text{Fe}^{2+}]^a,$$

... où $k' = k \times [\text{HO}^-]^b \times (p_{\text{O}_2})^c$ est une constante cinétique apparente.

Si l'ordre $a = 1$, l'intégration de l'équation différentielle $-\frac{d[\text{Fe}^{2+}]}{dt} = k' \times [\text{Fe}^{2+}]$ conduit à la loi modèle :

$$\ln\left(\frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{2+}]_0}\right) = -k' \cdot t$$

Comme on l'a dit à la question 11, **cette loi caractéristique de l'ordre $a = 1$ est bien suivie par les résultats expérimentaux**. On peut donc conclure :

L'ordre partiel par rapport à Fe^{2+} est : $a = 1$.

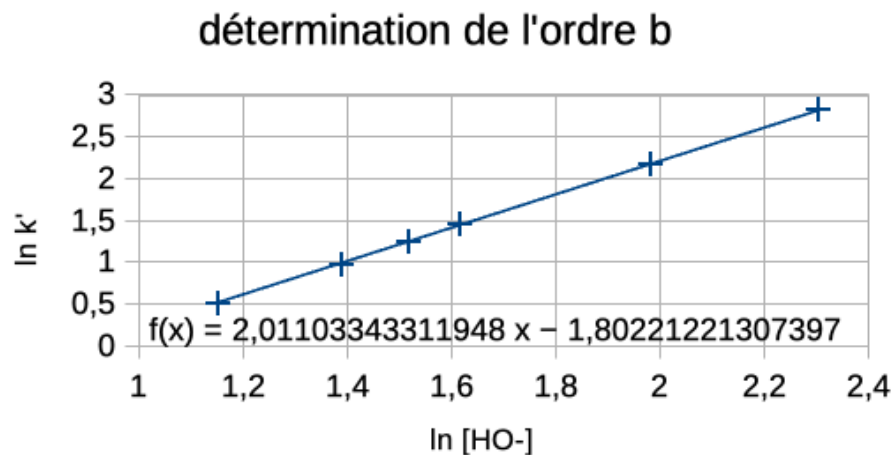
13) On étudie cette fois l'évolution de la constante cinétique apparente $k' = k \times [\text{HO}^-]^b \times (p_{\text{O}_2})^c$ lorsqu'on fait varier uniquement $[\text{HO}^-]$ dans un premier temps (expériences 1 à 6 du tableau), puis uniquement p_{O_2} dans un deuxième temps (expériences 6 à 11).

Première série : expériences 1 à 6

On linéarise l'expression de k' :

$$\ln(k') = \ln(k(p_{\text{O}_2})^c) + b \cdot \ln[\text{HO}^-]$$

On porte alors sur un graphe les points $(\ln[\text{HO}^-]_i ; \ln(k')_i)$, puis on trace la droite de régression affine, ce qui donne :



Les points semblent très proches de la droite modèle, mais on ne peut en dire plus car on ne dispose pas des incertitudes. Si on admet le modèle valide, le coefficient directeur de la droite de régression est identifiable à b . On trouve une pente de 2,01 ; les ordres entiers étant courants, on peut supposer que :

$$b = 2$$

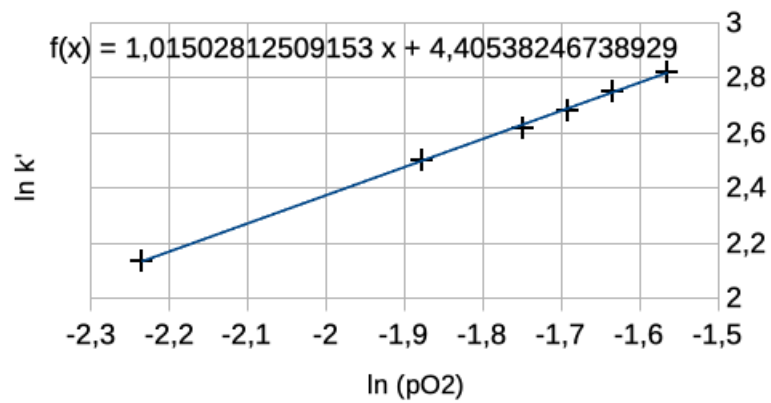
Deuxième série : expériences 6 à 11

On linéarise l'expression de k' :

$$\ln(k') = \ln(k[\text{HO}^-]^b) + c \cdot \ln(p_{\text{O}_2})$$

On porte alors sur un graphe les points $(\ln(p_{\text{O}_2})_i ; \ln(k')_i)$, puis on trace la droite de régression affine, ce qui donne :

détermination de l'ordre c



Les points semblent très proches de la droite modèle, mais on ne peut en dire plus car on ne dispose pas des incertitudes. Si on admet le modèle valide, le coefficient directeur de la droite de régression est identifiable à c . On trouve une pente de 1,02 ; les ordres entiers étant courants, on peut supposer que :

$$c = 1$$