

PCSI 2017/2018

Corrigé du Devoir Surveillé de chimie n°3

I) Le germanium

1) D'après la description de l'énoncé, le germanium est un **métalloïde**, c'est-à-dire qu'il a certaines propriétés similaires aux métaux, notamment une assez bonne conductivité électrique et un aspect brillant, mais ce n'est pas un métal :

Le germanium est un non-métal.

Pour déterminer si un corps est un métal ou un métalloïde, on mesure sa conductivité électrique à différentes températures. Si la conductivité diminue quand la température augmente, c'est un métal. Sinon, c'est un métalloïde, ce qui est le cas du germanium ici.

2) Le numéro atomique du germanium est $Z = 32$, ce qui signifie qu'un noyau de germanium comporte 32 protons.

Dans la notation ${}^{74}\text{Ge}$, le nombre $A = 74$ est le nombre de masse, c'est-à-dire le nombre total de nucléons (protons et neutrons). Par conséquent, un noyau de cet isotope comporte $N = A - Z = 74 - 32 = 42$ neutrons.

Un noyau de ${}^{74}\text{Ge}$ est composé de 32 protons et 42 neutrons.

3) La masse molaire d'un élément est la moyenne de la masse molaire de ses isotopes, pondérée par l'abondance naturelle :

$$M(\text{Ge}) = \frac{(21,2 \cdot M({}^{70}\text{Ge}) + 27,7 \cdot M({}^{72}\text{Ge}) + 7,8 \cdot M({}^{73}\text{Ge}) + 35,9 \cdot M({}^{74}\text{Ge}) + 7,6 \cdot M({}^{76}\text{Ge}))}{100}$$

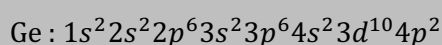
De plus, on sait que la masse molaire d'un isotope de nombre de masse A est égale à $A \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ avec une précision de $\pm 0,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Donc :

$$M(\text{Ge}) = \frac{21,2 \times 70,0 + 27,2 \times 72,0 + 7,8 \times 73,0 + 35,9 \times 74,0 + 7,6 \times 76,0}{100} \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{Ge}) = 72,7 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

4) La règle de Klechkowski stipule que pour obtenir la configuration électronique d'un atome isolé dans son état fondamental, on remplit les orbitales atomiques (OA) dans l'ordre croissant de la somme $n + \ell$ et, en cas d'égalité, dans l'ordre croissant de n (n étant le nombre quantique principal de l'OA et ℓ son nombre quantique orbital).

Un atome de germanium ayant 32 électrons, on obtient :

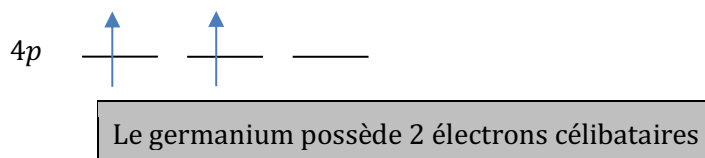


5) Les électrons de valence sont ceux des OA de nombre quantique principal le plus élevé, ici $n_{\text{max}} = 4$, soit les électrons des OA $4s$ et $4p$:

Le germanium a 4 électrons de valence.

N.B. Si un atome possède des électrons dans des OA incomplètes de n inférieur, il faut aussi les compter comme des électrons de valence, mais ce n'est pas le cas du germanium.

6) Les électrons célibataires ne peuvent se trouver que dans des OA incomplètes, sinon ils sont appariés. Seules les OA $4p$ du germanium sont incomplètes. On applique alors la **règle de Hund**, qui stipule que l'état fondamental est obtenu lorsque les OA de même énergie sont remplies à spins parallèles (même valeur de m_s dans des OA différentes), ce que l'on peut schématiser par :



Nombres quantiques :

Chacun de ces électrons célibataires est dans une OA $4p$, donc $n = 4$ et $\ell = 1$.

On sait qu'ils sont de même spin selon la règle de Hund, donc ils ont **tous les deux** $m_s = +\frac{1}{2}$ ou bien **tous les deux** $m_s = -\frac{1}{2}$.

D'après le principe de Pauli, deux électrons ne peuvent avoir leurs quatre nombres quantiques identiques. Donc ces deux électrons ont nécessairement leur m_ℓ **différents** parmi les trois valeurs possibles pour $\ell = 1$, c'est-à-dire **-1, 0 ou +1**.

7) Selon la règle de Klechkowski, la configuration électronique du germanium se termine par p^2 : le germanium est donc situé dans la 2^{ème} colonne du bloc p . Ce bloc étant précédé des 2 colonnes du bloc s et des 10 colonnes du bloc d , il s'agit de la colonne numéro $2 + 10 + 2 = 14$ du tableau périodique.

De plus, le nombre quantique principal maximal rencontré dans la configuration électronique est $n_{max} = 4$: le germanium est donc dans la 4^{ème} ligne (période).

Le germanium est situé (ligne 4, colonne 14) dans la classification périodique.

8) Mode opératoire :

- remplir un flacon avec du dioxygène par déplacement d'air : apporter du gaz O_2 avec un tuyau, l'orifice du flacon étant orienté vers le haut car O_2 est plus dense que l'air. Boucher le flacon.
- placer un morceau de germanium dans un têt de combustion.
- placer le têt de combustion dans la flamme chaude d'un ben bunsen, jusqu'à porter au rouge le germanium (c'est-à-dire qu'il émet une lumière visible rouge, sa température est alors de l'ordre de $800^\circ C$). L'inflammation se produit.
- placer le morceau de germanium enflammé dans le flacon de dioxygène préalablement préparé. On observe alors une combustion vive.

9) L'oxygène est situé (ligne 2, colonne 16) et le germanium (ligne 4, colonne 14). Comme l'électronégativité augmente de gauche à droite dans une ligne et de bas en haut dans une colonne, on en déduit que **O est plus électronégatif que Ge**.

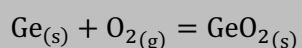
Ainsi, si on modélise la liaison comme ionique dans l'oxyde de germanium produit par la combustion, ce dernier sera composé **d'anions de l'oxygène et de cations du germanium**.

Les OA $2p$ sont complètes avec 6 électrons. L'oxygène ayant pour configuration électronique de valence $2s^2 2p^4$, il tend à capter 2 électrons pour compléter sa couche de valence. Il devient ainsi **l'ion O^{2-}** .

Le germanium possède 4 électrons de valence (question 5). S'il les cède tous à l'oxygène lors de la combustion, il devient **l'ion Ge^{4+}** .

Par électroneutralité du solide, **on en déduit sa formule brute : GeO_2** .

On peut maintenant écrire l'équation de la combustion demandée :



II) Décomposition de l'ozone atmosphérique

Mécanisme non catalysé

1) Les atomes d'oxygène isolés sont très réactifs car ce sont des radicaux libres, c'est-à-dire qu'ils possèdent des **électrons célibataires**. *Ceux-ci ont tendance à s'apparier pour former des doublets, liants ou non liants, afin de permettre à l'oxygène d'atteindre l'octet.*

Pour le montrer, on écrit la configuration électronique de l'oxygène ($Z = 8$) : $1s^2 2s^2 2p^4$, puis on applique alors la **règle de Hund**, qui stipule que l'état fondamental est obtenu lorsque les OA incomplètes de même énergie sont remplies à spins parallèles (même valeur de m_s dans des OA différentes), ce que l'on peut schématiser par :



Ainsi, un atome d'oxygène isolé possède bien **deux électrons célibataires**, ce que l'on met en évidence en utilisant la notation $\cdot\text{O}\cdot$.

2) Par définition, la vitesse de disparition de l'ozone est :

$$v = -\frac{d[\text{O}_3]}{dt}$$

Or, d'après le mécanisme proposé :

$$\frac{d[\text{O}_3]}{dt} = -v_1 + v_{-1} - v_2$$

Donc :

$$v = v_1 - v_{-1} + v_2$$

On cherche alors à simplifier cette expression en utilisant l'**approximation de l'état quasi-stationnaire (AEQS)**, appliquée à l'intermédiaire $\cdot\text{O}\cdot$, dont on a rappelé à la question précédente le caractère très réactif.

D'après le mécanisme :

$$\frac{d[\cdot\text{O}\cdot]}{dt} = v_1 - v_{-1} - v_2$$

Après une courte durée d'induction, l'AEQS consiste à dire que les intermédiaires réactionnels très réactifs restent en concentration négligeable donc sont produits et consommés sensiblement à la même vitesse. On en tire :

$$v_1 \approx v_{-1} + v_2$$

- D'une part, cette expression permet de simplifier la vitesse de disparition de l'ozone en :

$$v = v_1 - v_{-1} + v_2 \approx 2v_2$$

... soit, en appliquant la loi de Van't Hoff pour les actes élémentaires :

$$v = 2k_2[\text{O}_3][\cdot\text{O}\cdot]$$

- D'autre part, en la développant avec la loi de Van't Hoff, on trouve :

$$k_1[\text{O}_3] = (k_{-1}[\text{O}_2] + k_2[\text{O}_3])[\cdot\text{O}\cdot]$$

... ce qui permet d'établir :

$$[\cdot\text{O}\cdot] = \frac{k_1[\text{O}_3]}{k_{-1}[\text{O}_2] + k_2[\text{O}_3]}$$

En injectant dans l'expression de v , on trouve la loi de vitesse demandée :

$$v = \frac{2k_1k_2[\text{O}_3]^2}{k_{-1}[\text{O}_2] + k_2[\text{O}_3]}$$

Si la réaction admettait un ordre α , la loi de vitesse aurait pour expression : $v = k[\text{O}_3]^\alpha$, avec k constante cinétique indépendante des concentrations. On voit que ce n'est pas le cas ici, en raison du dénominateur de la loi de vitesse :

La réaction de décomposition de l'ozone n'a pas d'ordre.

3) La concentration de O_2 étant au dénominateur de la loi de vitesse, on en déduit que la vitesse diminue lorsque $[\text{O}_2]$ augmente, d'où le qualificatif d'**inhibiteur** pour le dioxygène.

Mécanisme catalysé

4) Avec ce mécanisme, on établit :

$$\frac{d[\text{O}_3]}{dt} = -v_1 - v_2 - v_3$$

La vitesse de disparition de l'ozone est donc :

$$v = -\frac{d[\text{O}_3]}{dt} = v_1 + v_2 + v_3$$

Les intermédiaires très réactifs sont ici ClO_2^\bullet et ClO_3^\bullet . On exprime donc leur évolution temporelle, et on leur applique l'AEQS :

$$\frac{d[\text{ClO}_2^\bullet]}{dt} = v_1 - v_2 + v_3 \xrightarrow{\text{AEQS}} v_1 + v_3 \approx v_2$$

$$\frac{d[\text{ClO}_3^\bullet]}{dt} = v_2 - v_3 - 2v_4 \xrightarrow{\text{AEQS}} v_2 \approx v_3 + 2v_4$$

En additionnant les deux égalités précédentes, on trouve :

$$v_1 \approx 2v_4$$

En développant avec la loi de Van't Hoff, on obtient :

$$k_1[\text{Cl}_2][\text{O}_3] = 2k_4[\text{ClO}_3^\bullet]^2$$

... d'où :

$$[\text{ClO}_3^\bullet] = \sqrt{\frac{k_1[\text{Cl}_2][\text{O}_3]}{2k_4}}$$

Il est alors judicieux de simplifier l'expression de la vitesse de disparition de l'ozone $v = v_1 + v_2 + v_3$ pour ne faire apparaître que des vitesses nécessitant $[\text{ClO}_3^\bullet]$. Ainsi, comme $v_1 + v_3 \approx v_2$, on obtient : $v = 2v_2 = 2(v_1 + v_3)$

En développant avec la loi de Van't Hoff, on trouve :

$$v = 2(k_1[\text{Cl}_2][\text{O}_3] + k_3[\text{ClO}_3^\bullet][\text{O}_3])$$

Soit, en introduisant l'expression de $[\text{ClO}_3^\bullet]$:

$$v = 2k_1[\text{Cl}_2][\text{O}_3] + k_3 \sqrt{\frac{2k_1}{k_4}} [\text{Cl}_2]^{\frac{1}{2}} [\text{O}_3]^{\frac{3}{2}}$$

5) L'expérience montre que la loi de vitesse se réduit au deuxième terme de la somme précédente. Cela signifie que le premier terme est négligeable, ce qui implique que la constante k_1 est

suffisamment faible pour que l'on ait : $2k_1 \ll k_3 \sqrt{\frac{2k_1}{k_4}}$.

6) On constate que le dichlore n'apparaît pas dans l'équation modélisant la réaction de décomposition de l'ozone : $2O_3 = 3O_2$. Il intervient cependant dans le mécanisme réactionnel catalysé, en étant consommé dans la première étape, puis **régénéré** dans la dernière.

En permettant à ce mécanisme de se mettre en place, il provoque l'**accélération de la décomposition** de l'ozone, puisqu'à la vitesse du mécanisme non catalysé de la question 2 s'ajoute maintenant celui du mécanisme catalysé, où $[Cl_2]$ apparaît au numérateur de la loi de vitesse.

Le dichlore est un catalyseur de la décomposition de l'ozone.

III) Étude cinétique d'une réaction de la ferrimyoglobine

1) D'après les conditions initiales décrites dans les documents 7 et 8, on constate que le volume introduit de solution mère de ferrimyoglobine de concentration $c_0 = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ est toujours le même : $V_0 = 3,00 \text{ mL}$.

De plus, on ajoute à chaque fois un volume total de 2,00 mL des deux autres solutions. Le volume total du mélange est donc égal à $V_{tot} = 5,00 \text{ mL}$ dans toutes les expériences.

On en déduit que dans toutes les expériences, la concentration initiale de ferrimyoglobine est :

$$a_0 = \frac{c_0 V_0}{V_{tot}} = 7,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

2) Les concentrations initiales en ions fluorure f_n sont rassemblées dans la dernière colonne du document 8 pour les expériences $2 \leq n \leq 8$.

Dans l'expérience $n = 1$, le document 7 indique qu'on a introduit 0,10 mL de solution mère de KF, soit 2 fois moins que pour l'expérience 2 pour un même volume V_{tot} . On en déduit : $f_1 = \frac{f_2}{2} = 0,0080 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

On constate ainsi que la concentration initiale la plus faible en ions F^- est celle de l'expérience 1. Or on constate que, pour cette expérience, le rapport $\frac{f_1}{a_0}$ vaut 103. Dans toutes les autres expériences, ce rapport $\frac{f_n}{a_0}$ est donc encore plus grand.

En conclusion, dans toutes les expériences, **les ions fluorure sont apportés en très grand excès devant la ferrimyoglobine** : $f_n \gg a_0$. On en déduit que la concentration des ions $[F^-]$ reste quasi constante au cours du temps : $[F^-]_t \approx f_n$. C'est une situation de **dégénérescence de l'ordre**.

3) On réalise un tableau d'avancement volumique pour la réaction : $A + F^- = B + H_2O$. Les espèces F^- et H_2O (solvant) ne figurent pas dans le tableau car, étant en très grand excès, leur concentration reste quasi constante au cours du temps.

	[A]	[B]
$t = 0$	a_0	0
t	$a_0 - x$	x
$t \rightarrow +\infty$	$a_0 - x_{eq}$	x_{eq}

4) Selon le mécanisme :

$$\frac{d[B]}{dt} = v_1 - v_{-1}$$

S'agissant d'actes élémentaires, chaque vitesse peut s'exprimer avec la loi de Van't Hoff (la constante

k_{-1} inclut la concentration, constante, du solvant H_2O , comme l'indique l'énoncé) :

$$\frac{d[B]}{dt} = k_1[A][F^-] - k_{-1}[B]$$

D'après la question 2, la concentration de F^- est constante et notée f_n dans l'expérience n . Les concentrations de A et de B se lisent dans le tableau d'avancement de la question 3 à un instant t :

$$\frac{dx}{dt} = k_1(a_0 - x)f_n - k_{-1}x = k_1f_n a_0 - k_1f_n x - k_{-1}x$$

On obtient bien l'équation différentielle :

$$\frac{dx}{dt} = k_1f_n a_0 - (k_1f_n + k_{-1})x$$

5) Au bout d'une durée très longue, les concentrations des réactifs et des produits d'un système d'équations renversables tendent vers une valeur constante. S'il n'y a pas eu de rupture d'équilibre, les vitesses v_1 et v_{-1} tendent en effet à s'égaliser, c'est l'état **d'équilibre chimique**.

Ainsi, comme $\frac{d[B]}{dt} = \frac{dx}{dt} = v_1 - v_{-1}$, on déduit :

$$\frac{dx}{dt} \xrightarrow{t \rightarrow +\infty} 0$$

La valeur de x tend vers x_{eq} quand t tend vers $+\infty$. L'équation différentielle s'écrit donc, pour une durée très longue :

$$0 = k_1f_n a_0 - (k_1f_n + k_{-1})x_{eq}$$

On en déduit :

$$x_{eq} = \frac{k_1f_n a_0}{k_1f_n + k_{-1}}$$

On peut alors remplacer $k_1f_n a_0$ par $x_{eq}(k_1f_n + k_{-1})$ dans l'équation différentielle :

$$\frac{dx}{dt} = x_{eq}(k_1f_n + k_{-1}) - (k_1f_n + k_{-1})x$$

... ce qui donne bien l'expression demandée :

$$\frac{dx}{dt} = (x_{eq} - x)(k_1f_n + k_{-1})$$

6) On peut réécrire l'expression précédente :

$$\frac{dx}{x_{eq} - x} = (k_1f_n + k_{-1})dt$$

... puis intégrer entre l'instant $t = 0$, où $x = 0$, et un instant t où l'avancement vaut x :

$$\int_0^x \frac{dx'}{x_{eq} - x'} = \int_0^t (k_1f_n + k_{-1})dt'$$

$$[-\ln(x_{eq} - x')]_0^x = (k_1f_n + k_{-1})t$$

$$-\ln(x_{eq} - x) + \ln x_{eq} = (k_1f_n + k_{-1})t$$

D'où la loi temporelle impliquée par le mécanisme :

$$\ln\left(\frac{x_{eq}}{x_{eq} - x}\right) = (k_1 f_n + k_{-1})t$$

7) - choix de la longueur d'onde d'étude

Le document 12 montre deux spectres : celui du complexe $[MB]Fe(H_2O)^+$, c'est-à-dire le réactif A, et celui du complexe $[MB]FeF$, c'est-à-dire le produit B, à la même concentration a_0 .

Il n'existe pas de longueur d'onde où l'un des deux complexes aurait une absorbance négligeable devant l'autre. Quelle que soit la longueur d'onde choisie, les absorbances mesurées seront donc la somme des absorbances dues à chacun des complexes dans la solution.

On choisit alors une longueur d'onde permettant le meilleur compromis de précision pour la loi de Beer-Lambert pour chacun des complexes. : à 600 nm, on constate que les absorbances des deux complexes correspondent pratiquement à des **extrema locaux des deux spectres simultanément** (un minimum local pour A, un maximum local pour B). Ce choix permet de réduire au maximum l'imprécision due à l'incertitude sur la longueur d'onde ($\frac{dA_A}{d\lambda}$ et $\frac{dA_B}{d\lambda}$ sont tous les deux très faibles à cette longueur d'onde).

- application de la loi de Beer-Lambert

Soit ℓ la longueur optique de la cuve utilisée, et ϵ_A et ϵ_B les coefficients d'absorption molaires des complexes A et B respectivement, la loi de Beer-Lambert s'écrit :

$$A = \epsilon_A \ell [A] + \epsilon_B \ell [B]$$

On applique cette relation aux différents instants du tableau d'avancement :

$$A_0 = \epsilon_A \ell a_0$$

$$A = \epsilon_A \ell (a_0 - x) + \epsilon_B \ell x$$

$$A_{eq} = \epsilon_A \ell (a_0 - x_{eq}) + \epsilon_B \ell x_{eq}$$

- loi temporelle en absorbance

Grâce aux relations précédentes, on exprime :

$$\frac{A_{eq} - A_0}{A_{eq} - A} = \frac{\epsilon_A \ell (a_0 - x_{eq}) + \epsilon_B \ell x_{eq} - \epsilon_A \ell a_0}{\epsilon_A \ell (a_0 - x_{eq}) + \epsilon_B \ell x_{eq} - (\epsilon_A \ell (a_0 - x) + \epsilon_B \ell x)}$$

$$\frac{A_{eq} - A_0}{A_{eq} - A} = \frac{x_{eq} \ell (\epsilon_B - \epsilon_A)}{x_{eq} \ell (\epsilon_B - \epsilon_A) - x \ell (\epsilon_B - \epsilon_A)} = \frac{x_{eq}}{x_{eq} - x}$$

D'après l'équation différentielle établie à la question 6, on obtient alors :

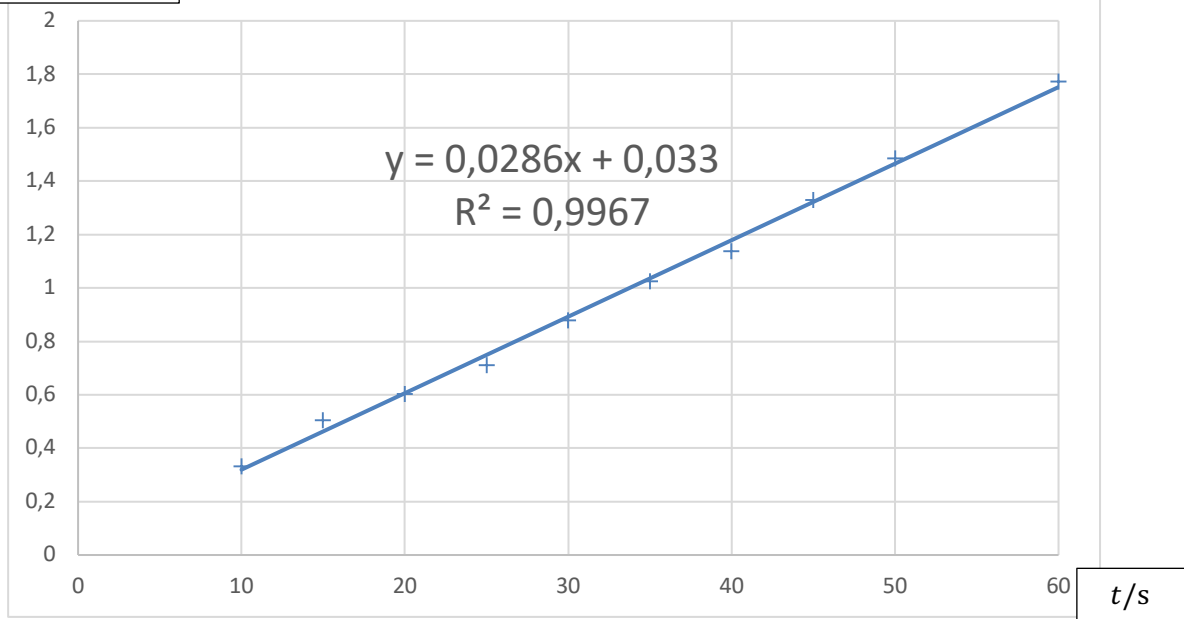
$$\ln\left(\frac{A_{eq} - A_0}{A_{eq} - A}\right) = \ln\left(\frac{x_{eq}}{x_{eq} - x}\right) = (k_1 f_n + k_{-1})t$$

8) Pour vérifier que la loi modèle que l'on vient d'établir est suivie par les résultats expérimentaux, il faut porter les points $\left(t; \ln\left(\frac{A_{eq} - A_0}{A_{eq} - A}\right)\right)$ sur un graphe et vérifier s'ils sont bien alignés.

Le document 9 fournit les valeurs de $\ln\left(\frac{A_{eq} - A}{A_{eq} - A_0}\right)$ à chaque instant, soit l'opposé de $\ln\left(\frac{A_{eq} - A_0}{A_{eq} - A}\right)$. On utilise donc les valeurs du tableau en changeant de signe, on trace le graphe, et on réalise une régression linéaire :

$$\ln\left(\frac{A_{eq} - A_0}{A_{eq} - A}\right)$$

Vérification loi cinétique expérience 1



On constate que les points semblent assez proches de la droite de régression, mais en l'absence des barres d'erreur, il est difficile de juger. Les points semblent disposés de manière aléatoire, sans courbure apparente, ce qui est un signe que la dispersion est due à des facteurs de variabilité expérimentale plutôt qu'à une mise en défaut de la loi modèle. On dispose de neuf points, ce qui est significatif statistiquement. L'ordonnée à l'origine 0,033 semble assez faible par rapport à l'écart entre deux points, ce qui est compatible avec un passage par l'origine. Enfin, le coefficient de corrélation est correct, $R^2 > 0,996$.

On peut donc conclure que **la loi modèle semble validée par les résultats expérimentaux**.

Le coefficient directeur de la droite de régression est alors la meilleure approximation de la grandeur $(k_1 f_1 + k_{-1})$, mais au vu de la qualité moyenne de la corrélation, on ne garde que deux chiffres significatifs :

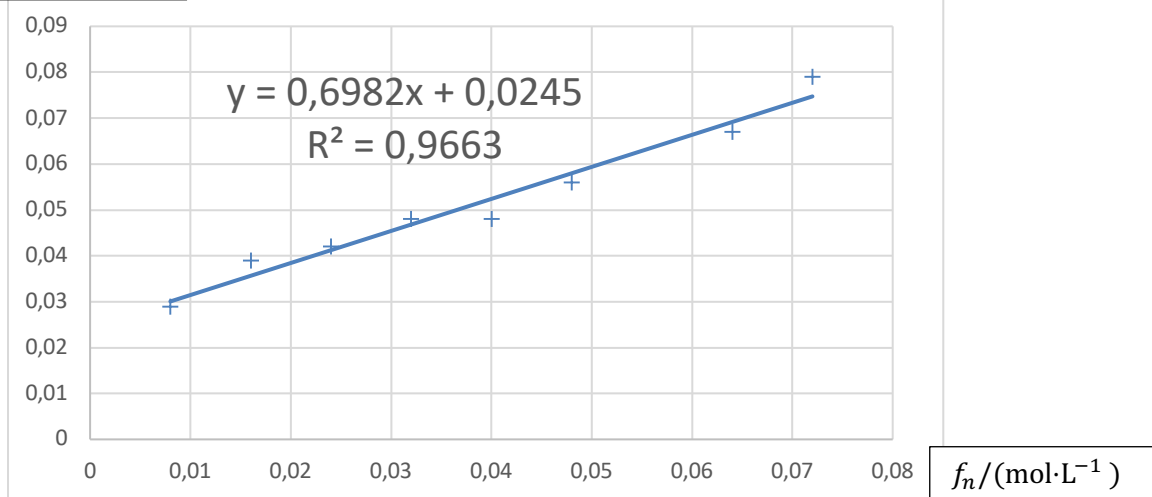
$$(k_1 f_1 + k_{-1}) = 0,029 \text{ s}^{-1}$$

9) En portant les points $(f_n; k_1 f_n + k_{-1})$, on devrait obtenir des points alignés, selon une droite dont l'ordonnée à l'origine sera k_{-1} et le coefficient directeur k_1 .

On utilise les valeurs du document 11, ainsi que le point $(f_1; k_1 f_1 + k_{-1})$ précédemment trouvé, on trace le graphe et on fait la régression linéaire :

$$(k_1 f_n + k_{-1})/\text{s}^{-1}$$

Résultats expériences n=1 à 8



L'alignement des points n'est pas très bon, le coefficient de corrélation est médiocre ($R^2 \approx 0,97$). Mais il n'y a pas de courbure apparente, les points semblent disposés aléatoirement. Si on admet que l'alignement est validé, on peut estimer :

$$\begin{aligned} k_1 &\approx 0,70 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1} \\ k_{-1} &\approx 0,025 \text{ s}^{-1} \end{aligned}$$

10) On a déjà établi à la question 2 que la concentration initiale de F^- dans l'expérience 1 était :

$$f_1 = 0,0080 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Pour trouver la proportion de B à l'équilibre, soit la valeur $\frac{x_{eq}}{a_0}$, il faut utiliser les valeurs de A_0 , A_{100} et A_{eq} . En effet :

$$A_0 = \epsilon_A \ell a_0$$

$$A_{100} = \epsilon_B \ell a_0$$

$$A_{eq} = \epsilon_A \ell (a_0 - x_{eq}) + \epsilon_B \ell x_{eq} = A_0 \left(1 - \frac{x_{eq}}{a_0}\right) + A_{100} \frac{x_{eq}}{a_0}$$

On en tire :

$$A_{eq} - A_0 = \frac{x_{eq}}{a_0} (A_{100} - A_0)$$

D'où :

$$\frac{[\text{MB}]\text{FeF}}{\%} = \frac{x_{eq}}{a_0} \times 100 = \frac{A_{eq} - A_0}{A_{100} - A_0} \times 100 = 17,5$$

La solution de l'expérience 1 contient à l'équilibre 17,5% du produit B et donc 82,5% du réactif A. On en déduit donc que $\frac{[\text{B}]_{eq}}{[\text{A}]_{eq}} = \frac{17,5}{82,5}$, d'où :

$$K_{eq} = \frac{[\text{B}]_{eq} c^\circ}{[\text{A}]_{eq} f_1} = \frac{17,5}{82,5 \times 0,0080} = 26,5$$

11) En comptant la valeur 26,5 que l'on vient de déterminer pour l'expérience 1, on dispose de 8 estimations différentes de K_{eq} .

On peut alors calculer :

- la moyenne de ces valeurs : $K_{eq} = 24,36$;
- l'évaluateur de l'écart-type sur les valeurs : $s_x = 1,25$;
- l'incertitude-type sur la moyenne : $\frac{s_x}{\sqrt{8}} = 0,4$.

D'où la valeur de la constante d'équilibre tirée de ces expériences :

$$K_{eq} = 24,4 \pm 0,4$$