

PCSI 2023/2024

Corrigé du Devoir Surveillé de chimie n°2

I) Purification du nickel par le procédé Mond

Première étape du procédé

1) L'enceinte contient initialement une unique espèce gazeuse, le monoxyde de carbone $\text{CO}_{(g)}$. La pression dans l'enceinte se calcule donc en appliquant la loi des gaz parfaits :

$$p_{ini} = \frac{n_1 RT_1}{V} = 1,83 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1,83 \text{ bar}$$

La pression dans l'enceinte vaut initialement : $p_{ini} = 1,83 \text{ bar}$.

On exprime le quotient réactionnel de la réaction envisagée :

$$Q = \frac{a_{\text{Ni}(\text{CO})_4(g)}}{a_{\text{Ni}(s)} \cdot a_{\text{CO}(g)}^4}$$

$\text{Ni}_{(s)}$ étant un corps condensé pur, son activité vaut 1.

Les autres espèces étant des gaz, on remplace leur activité par $\frac{p_i}{p^\circ}$, où p_i est la pression partielle et $p^\circ = 1 \text{ bar}$ est la pression standard, d'où :

$$Q = \frac{p_{\text{Ni}(\text{CO})_4} \cdot (p^\circ)^3}{p_{\text{CO}}^4}$$

Or à l'instant initial, le système ne contient pas encore de $\text{Ni}(\text{CO})_{4(g)}$, donc : $p_{\text{Ni}(\text{CO})_4} = 0$.

On en déduit que le quotient réactionnel vaut initialement :

$$Q_{ini} = 0$$

Par conséquent : $Q_{ini} < K^\circ_1$. Ceci prouve, par application du critère d'évolution, que :

La réaction va avancer spontanément dans le sens direct.

2) Pour déterminer la composition du système à l'état final, on réalise un tableau d'avancement :

	$\text{Ni}_{(s)}$	$\text{CO}_{(g)}$	$\text{Ni}(\text{CO})_{4(g)}$
État initial	$n_0 = 0,100 \text{ mol}$	$n_1 = 0,800 \text{ mol}$	0
État final	$0,100 \text{ mol} - \xi_f$	$0,800 \text{ mol} - 4\xi_f$	ξ_f

Comme on constate que $K^\circ_1 \gg 1$, on s'attend à ce que la réaction soit quantitative dans l'état final.

Pour savoir si on doit s'attendre à une réaction quasi-totale (état final d'équilibre) ou bien une réaction rigoureusement totale (rupture d'équilibre à l'état final), on détermine la nature du réactif limitant.

- si $\text{Ni}_{(s)}$ était limitant, on aurait : $\xi_{max} = n_0 = 0,100 \text{ mol}$;

- si $\text{CO}_{(g)}$ était limitant, on aurait : $\xi_{max} = \frac{n_1}{4} = 0,200 \text{ mol}$

Comme $0,100 < 0,200$, on en déduit que **$\text{Ni}_{(s)}$ est le réactif limitant et : $\xi_{max} = n_0 = 0,100 \text{ mol}$.**

Le réactif limitant étant un corps condensé pur et $K^\circ \gg 1$, on s'attend donc à ce qu'il se produise une rupture d'équilibre, c'est-à-dire qu'on fait **l'hypothèse** que la réaction va s'arrêter par épuisement total du nickel, donc qu'on aura $\xi_f = \xi_{maxi} = 0,100 \text{ mol}$:

	$\text{Ni}_{(s)}$	$\text{CO}_{(g)}$	$\text{Ni}(\text{CO})_{4(g)}$
État initial	$n_0 = 0,100 \text{ mol}$	$n_1 = 0,800 \text{ mol}$	0
État final hypothèse réaction totale	0	0,400 mol	0,100 mol

On obtient alors un mélange de deux gaz, avec pour pressions partielles :

$$p_{\text{CO}} = \frac{(0,400 \text{ mol})RT_1}{V} = 0,91 \text{ bar}$$

$$p_{\text{Ni}(\text{CO})_4} = \frac{(0,100 \text{ mol})RT_1}{V} = 0,23 \text{ bar}$$

On en déduit le quotient réactionnel dans cet état :

$$Q_f = Q_{max} = \frac{p_{\text{Ni}(\text{CO})_4} \cdot (p^\circ)^3}{p_{\text{CO}}^4} = \frac{0,23}{(0,91)^4} = 0,34$$

On trouve bien $Q_f < K^\circ_1$: ceci valide l'hypothèse de la réaction totale. La rupture d'équilibre se produit bien alors que le quotient réactionnel n'a pas encore atteint la valeur K°_1 .

Il reste alors à calculer la pression totale par la loi de Dalton :

$$p = p_{\text{CO}} + p_{\text{Ni}(\text{CO})_4} = 1,14 \text{ bar}$$

... et la composition du mélange gazeux, qui contient 0,500 mol de gaz au total :

$$x_{\text{CO}} = \frac{0,400}{0,500} = 0,80$$

$$x_{\text{Ni}(\text{CO})_4} = \frac{0,100}{0,500} = 0,20$$

En conclusion :

Dans l'état final, le nickel a totalement disparu (il reste les impuretés solides qu'il contenait).
La phase gazeuse a pour pression $p = 1,14 \text{ bar}$
et est composé de 80% de CO (pression partielle 0,91 bar)
et 20% de $\text{Ni}(\text{CO})_4$ (pression partielle 0,23 bar).

Deuxième étape du procédé

3) L'énoncé fournit la valeur de la constante d'équilibre :

- à la température $T_1 = 330 \text{ K}$: $K^\circ_1 = 3,4 \cdot 10^3$

- à la température $T_2 = 500 \text{ K}$: $K^\circ_2 = 2,6 \cdot 10^{-7}$

Par conséquent :

La constante d'équilibre diminue quand la température augmente.
On en déduit (loi de Van't Hoff de la thermodynamique) que la réaction est exothermique.

4) En supposant que le changement de température est assez rapide pour que la réaction n'ait pas le temps d'évoluer, on peut calculer les nouvelles pressions partielles des gaz :

$$p_{\text{CO}} = \frac{(0,400 \text{ mol})RT_2}{V} = 1,39 \text{ bar}$$

$$p_{\text{Ni(CO)}_4} = \frac{(0,100 \text{ mol})RT_2}{V} = 0,35 \text{ bar}$$

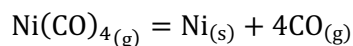
On en déduit la nouvelle valeur du quotient réactionnel :

$$Q = \frac{p_{\text{Ni(CO)}_4} \cdot (p^\circ)^3}{p_{\text{CO}}^4} = \frac{0,35}{(1,39)^4} = 0,094$$

On constate que $Q > K^\circ_2$, ce qui montre, d'après le critère d'évolution, que :

La réaction va évoluer dans le sens indirect, celui de la formation de $\text{Ni}_{(s)}$.

5) Étant donné que la réaction évolue dans le sens indirect, on peut préférer raisonner sur la réaction (R') écrite dans l'autre sens. Celle-ci évoluera donc dans le sens direct :



Cette réaction a pour constante d'équilibre :

$$K'^\circ_2 = \frac{1}{K^\circ_2} = 3,8 \cdot 10^6 \gg 1$$

Pour trouver l'état final de l'évolution, on réalise un tableau d'avancement :

	$\text{Ni(CO)}_{4(g)}$	$\text{Ni}_{(s)}$	$\text{CO}_{(g)}$
État initial (issu de la transformation précédente)	0,100 mol	0	0,400 mol
État final	$0,100 \text{ mol} - \xi_f$	ξ_f	$0,400 \text{ mol} + 4\xi_f$

Comme on constate que $K'^\circ_2 \gg 1$, on s'attend à ce que la réaction soit quantitative dans l'état final. Comme le réactif unique est un gaz en mélange, une rupture d'équilibre est impossible. On fait donc cette fois **l'hypothèse d'une réaction quasi-totale** dans l'état final, qui sera un état d'équilibre.

Le bilan de matière devient alors :

	$\text{Ni(CO)}_{4(g)}$	$\text{Ni}_{(s)}$	$\text{CO}_{(g)}$
État initial (issu de la transformation précédente)	0,100 mol	0	0,400 mol
État final hypothèse réaction quasi-totale	ϵ (traces)	$\approx 0,100 \text{ mol}$	$\approx 0,800 \text{ mol}$

Le mélange gazeux final est alors très majoritairement composé de CO, à la pression partielle :

$$p_{\text{CO}} = \frac{(0,800 \text{ mol})RT_2}{V} = 2,77 \text{ bar}$$

L'état final étant un état d'équilibre, on peut alors calculer la pression partielle $p_{\text{Ni(CO)}_4}$ par application de la loi de Guldberg et Waage :

$$Q_{eq} = \frac{p_{\text{CO}}^4}{p_{\text{Ni(CO)}_4} \cdot (p^\circ)^3} = \frac{1}{K^\circ_2}$$

On en déduit :

$$p_{\text{Ni(CO)}_4} = \frac{p_{\text{CO}}^4 \cdot K_2^\circ}{(p^\circ)^3} = (2,77)^4 \times 2,6 \cdot 10^{-7} \text{ bar} = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ bar} = 1,5 \text{ Pa}$$

Par application de la loi des gaz parfaits, on en déduit la quantité ϵ :

$$p_{\text{Ni(CO)}_4} V = \epsilon RT_2$$

$$\epsilon = \frac{p_{\text{Ni(CO)}_4} V}{RT_2} = 4,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

Cette quantité ϵ est bien tout à fait négligeable devant la quantité initiale 0,100 mol de $\text{Ni(CO)}_{4(g)}$, ce qui **valide l'hypothèse de la réaction quasi-totale**.

La pression partielle $p_{\text{Ni(CO)}_4}$ étant négligeable devant p_{CO} , on obtient immédiatement la pression dans l'enceinte :

$$p = p_{\text{CO}} + p_{\text{Ni(CO)}_4} \approx p_{\text{CO}} = 2,77 \text{ bar}$$

Conclusion :

L'état final est constitué de 0,100 mol de nickel solide pur, surmonté d'une phase gazeuse presque exclusivement constituée de $\text{CO}_{(g)}$, à la pression $p \approx p_{\text{CO}} = 2,77 \text{ bar}$, et de traces de $\text{Ni(CO)}_{4(g)}$, à la pression $p_{\text{Ni(CO)}_4} = 1,5 \text{ Pa}$.

Conclusion

6) Le procédé Mond est a priori très efficace :

- d'une part car dans la première phase, la totalité du nickel passe en phase gazeuse sous forme de $\text{Ni(CO)}_{4(g)}$; cela permet d'isoler les impuretés, qui restent à l'état solide et peuvent être ainsi retirées très facilement ; lors de la reformation de $\text{Ni}_{(s)}$ dans la deuxième phase, c'est donc du **nickel parfaitement pur** qu'on obtient ;
- d'autre part car la quasi-totalité du nickel se reforme dans la deuxième étape. La quantité de nickel « perdue » correspond au nickel qui reste sous forme $\text{Ni(CO)}_{4(g)}$ à la fin. Cela représente **seulement** $\frac{\epsilon}{n_0} = 4,4 \cdot 10^{-5} = 0,0044 \%$ **du nickel présent initialement !**

Le procédé Mond permet en théorie d'obtenir du nickel totalement pur, en n'en perdant que 0,00044 %.

II) Cinétique d'hydrolyse d'un complexe de fer : $[\text{Fe(Phen)}_3]^{2+}$

1) L'absorbance est définie de la manière suivante :

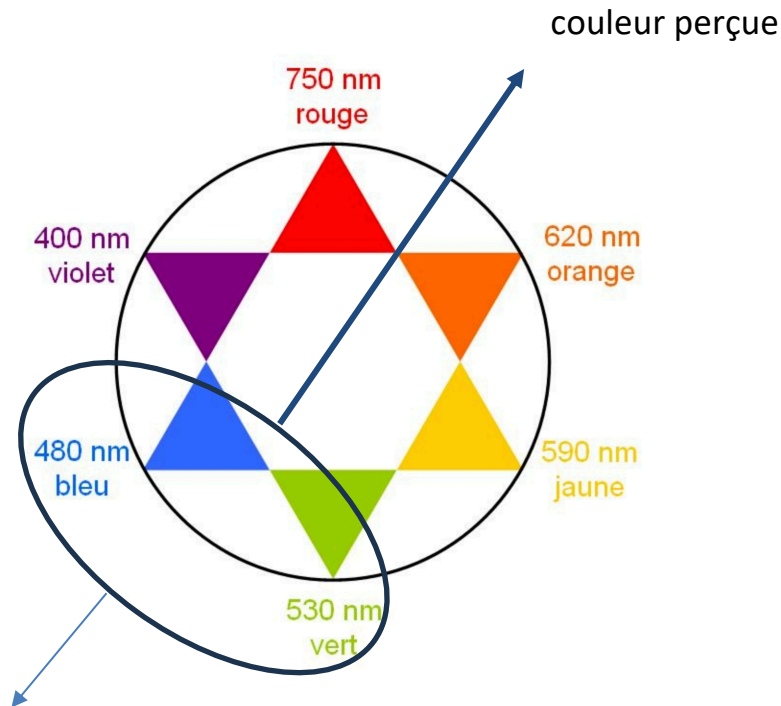
$$A = \log\left(\frac{\Phi_0}{\Phi}\right)$$

... où Φ_0 est le flux énergétique d'un rayon lumineux ayant traversé une cuve remplie uniquement de solvant, ici de l'eau distillée (cuve appelée le « blanc ») et Φ est le flux énergétique d'un rayon lumineux ayant traversé la cuve de mesure.

Pour prendre le **spectre** du complexe, on prépare une solution de concentration C de ce complexe et on mesure l'absorbance de cette solution pour l'ensemble des longueurs d'onde dans l'intervalle souhaité : on obtient une courbe $A = f(\lambda)$.

Or d'après la loi de Beer-Lambert : $A = \epsilon \ell C$. On a donc : $\epsilon = \frac{A}{\ell C}$. Afin d'obtenir la courbe $\epsilon = f(\lambda)$ de la figure 2, il suffit donc de diviser les valeurs de A mesurées par la constante ℓC .

Pour déterminer la couleur perçue d'une solution, on reproduit le spectre de la lumière blanche fourni en première page de l'énoncé sous forme de cercle chromatique :



longueurs d'onde
majoritairement absorbées

D'après le spectre de la figure 2, les couleurs majoritairement absorbées sont le vert et le bleu. La couleur perçue est la couleur complémentaire, c'est-à-dire celle qui est diamétralement opposée sur le cercle chromatique :

Le complexe est rouge-orangé.

2) En analysant les données expérimentales, on voit que l'absorbance de la solution initiale, dont la concentration en complexe est de $C_0 = 2,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, vaut : $A_0 = 2,038$.

Ceci permet de déduire la valeur du coefficient ϵ par application de la loi de Beer-Lambert :

$$\epsilon = \frac{A_0}{\ell C_0} = 7,8 \cdot 10^3 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{cm}^{-1}$$

En reportant cette valeur sur le spectre de la figure 2, on trouve qu'il peut correspondre à deux longueurs d'onde : $\lambda_1 = 440 \text{ nm}$ et $\lambda_2 = 530 \text{ nm}$.

On sait que pour diminuer l'incertitude $u(A)$ liée à l'incertitude $u(\lambda)$ sur la longueur d'onde choisie, il vaut mieux choisir un point du spectre où la pente $\frac{d\epsilon}{d\lambda}$ est la plus faible. Or à 440 nm, le spectre présente un « épaulement » (une zone de croissance faible). C'est donc cette longueur d'onde qui a vraisemblablement été choisie dans cette étude.

La longueur d'onde choisie est $\lambda = 440 \text{ nm}$.

N.B. On n'a pas choisi $\lambda_{max} = 510 \text{ nm}$ ici, car sinon, l'absorbance aurait été largement supérieure à 2 au début de l'expérience et l'énoncé signalait que l'appareil ne garantissait des mesures précises que pour A comprise « entre 0,1 et 2 environ ».

3) Les ions $\text{H}_{(\text{aq})}^+$ accélèrent la réaction mais ne figurent pas dans l'équation bilan :

Les ions $\text{H}_{(\text{aq})}^+$ sont des catalyseurs.

4) En analysant les conditions initiales fournies, on constate que la concentration initiale $[H^+]_0$ est très largement supérieure (près de 10^4 fois) à la concentration du complexe : $[H^+]_0 \gg C_0$.

L'eau étant le solvant, on peut dire qu'on a également : $[H_2O]_0 \gg C_0$.

Ainsi, les concentrations de $H_{(aq)}^+$ et de l'eau ne peuvent être que quasiment constantes durant tout le suivi cinétique. On peut écrire à tout instant :

$$[H^+] \approx [H^+]_0 \text{ et } [H_2O] \approx [H_2O]_0$$

La loi de vitesse s'écrit donc :

$$v \approx \left(k \cdot [H_2O]_0^\alpha \cdot [H^+]_0^\beta \right) \cdot [[Fe(Phen)_3]^{2+}]^\gamma$$

Il y a dégénérescence de l'ordre. La réaction se comportera comme une réaction d'ordre apparent γ :

$$v = k_{app} \cdot [[Fe(Phen)_3]^{2+}]^\gamma$$

avec $k_{app} = k \cdot [H_2O]_0^\alpha \cdot [H^+]_0^\beta$

5) On convient de noter C la concentration du complexe $[Fe(Phen)_3]^{2+}$ à un instant t donné.

Avec cette notation, si on fait l'hypothèse que la réaction est d'ordre apparent $\gamma = 1$, la loi de vitesse précédente s'écrit :

$$v = k_{app} \cdot C$$

La définition de la vitesse de réaction étant : $v = -\frac{dC}{dt}$, on obtient l'équation différentielle :

$$-\frac{dC}{dt} = k_{app} \cdot C$$

Pour trouver l'expression de C en fonction du temps, on résout cette équation :

$$\begin{aligned} \frac{dC}{C} &= -k_{app} \cdot dt \\ \int_{C_0}^C \frac{dC'}{C'} &= -k_{app} \cdot \int_0^t dt' \\ \ln \frac{C}{C_0} &= -k_{app} \cdot t \\ \frac{C}{C_0} &= \exp(-k_{app} \cdot t) \end{aligned}$$

La loi temporelle dans le cas d'un ordre $\gamma = 1$ est donc :

$$C = C_0 \cdot \exp(-k_{app} \cdot t)$$

6) En observant le graphe fourni, on voit qu'en portant en abscisse le temps (colonne A) et en ordonnée la fonction y , on obtient des points sensiblement alignés avec l'origine. On recherche donc une expression de la grandeur de la colonne B, l'absorbance A , qui est censée être linéaire en fonction du temps si l'ordre est bien 1.

Pour cela, il faut convertir la relation de la question précédente en absorbance avec la loi de Beer-Lambert, puis linéariser l'expression.

Comme le complexe $[Fe(Phen)_3]^{2+}$ est la seule espèce absorbant la lumière, la loi de Beer-Lambert s'écrit, à la longueur d'onde de l'étude (question 2), à un instant t donné :

$$A = \epsilon \ell C$$

À l'instant initial, cette expression devient :

$$A_0 = \epsilon \ell C_0$$

Ainsi, en multipliant les deux membres de l'expression $C = C_0 \cdot \exp(-k_{app} \cdot t)$ par la constante $\epsilon \ell$, on obtient directement :

$$A = A_0 \cdot \exp(-k_{app} \cdot t)$$

On linéarise en passant au logarithme :

$$\ln A = \ln A_0 - k_{app} \cdot t$$

Comme on recherche une relation linéaire (ordonnée à l'origine nulle), on l'écrit sous la forme :

$$\ln A - \ln A_0 = -k_{app} \cdot t$$

En conclusion :

La fonction y est calculée par :
 $y = \ln A - \ln A_0$

Sur le tableur Libre_Office_Calc, on remplit donc bien les cellules de la colonne D uniquement à partir de celles de la colonne B.

Par exemple, dans D4, on trouve :

=LN(B4)-LN(B\$3)

7) La colonne C contient les incertitudes $u(A)$. Pour les calculer, on utilise l'information de l'énoncé : « précision évaluée à $\%P = 1,2\%$ ».

L'incertitude-type $u(A)$ est donc :

$$u(A) = \frac{P(A)}{\sqrt{3}} = \frac{0,012 \cdot A}{\sqrt{3}}$$

Par conséquent :

La cellule C3 contient :
 $=B3*0,012/RACINE(3)$

8) Le résidu normalisé (RN) représente la distance Δy entre un point expérimental et la droite de régression linéaire, rapportée à la longueur $u(y)$ de la barre d'erreur. Ainsi, si $-1 < RN < +1$, c'est-à-dire $|RN| < 1$, cela signifie que $|\Delta y| < u(y)$: graphiquement, **la droite de régression traverse la barre d'erreur**.

En observant tous les points du graphe fourni, on constate que c'est bien le cas, pour tous les points, à l'exception du point d'abscisse $t = 12$ min (point P), qui est légèrement plus éloigné.

Le résidu normalisé du point P se calcule par :

$$RN(P) = \frac{y(P) - (-0,03845 \times 12 - 0,00286)}{u(y(P))} = \frac{-0,483241 - (-0,03845 \times 12 - 0,00286)}{0,012}$$

On trouve :

$$RN(P) = -1,58$$

La valeur négative traduit le fait que P est situé en-dessous de la droite de régression.

$-2 < RN(P) < -1$ traduit le fait que le point P est situé à une distance comprise entre 1 et 2 barres d'erreurs de la droite.

9) On constate :

- que tous les normalisés sont compris entre -2 et $+2$ (et même presque tous entre -1 et $+1$) ;
- que la répartition des points autour de la droite de régression semble aléatoire ; on ne voit pas d'organisation particulière ;
- que l'ordonnée à l'origine $-0,00286$ est inférieure à l'incertitude $u(y)$ sur les différents points.

Ainsi, les points expérimentaux sont compatibles avec la loi modèle $\ln A - \ln A_0 = -k_{app} \cdot t$, les écarts étant attribuables aux incertitudes de mesure.

Comme en outre, on dispose d'un nombre satisfaisant de points (8) et que les mesures sont précises sur un intervalle suffisamment grand (l'incertitude relative de chaque point est faible par rapport à l'écart entre les points), on peut conclure :

Les points expérimentaux permettent de valider que la réaction est d'ordre $\gamma = 1$.

10) La relation $y = -k_{app} \cdot t$, que l'on a **validée** à la question précédente, est une relation linéaire, c'est-à-dire une relation de proportionnalité.

Ainsi, chaque point $(t_i; y_i)$ peut être utilisé pour évaluer la valeur de la constante k_{app} par :

$$k_{app} = \frac{y_i}{t_i}$$

On obtient ainsi les valeurs suivantes, en min^{-1} , pour les lignes 4 à 11 du tableau (8 valeurs) :

-0,03991589
-0,03794877
-0,03897823
-0,04027008
-0,03808919
-0,03834486
-0,03839427
-0,03870341

La moyenne de ces valeurs est alors la meilleure évaluation de k_{app} que l'on puisse donner. On trouve :

$$\overline{k_{app}} = -0,0388306 \text{ min}^{-1}$$

Si on note σ_{n-1} l'évaluateur non biaisé de l'écart-type des valeurs de k_{app} , l'incertitude-type sur la valeur moyenne de k_{app} , obtenue à partir de l'échantillon de 8 valeurs, s'estime par la formule :

$$u(\overline{k_{app}}) = \frac{\sigma_{n-1}}{\sqrt{8}} = 0,30 \cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1}$$

En conclusion :

$$k_{app} = (38,83 \pm 0,30) \cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1}$$

11) La loi d'Arrhenius lie la constante cinétique de la réaction à la température absolue T par la relation :

$$k = \mathcal{A} \cdot \exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right)$$

... où \mathcal{A} est le facteur pré-exponentiel et E_a l'énergie d'activation.

Or on a établi (question 4) que : $k_{app} = k \cdot [\text{H}_2\text{O}]_0^\alpha \cdot [\text{H}^+]_0^\beta$; comme les expériences ont été menées dans les mêmes conditions expérimentales, à l'exception du changement de température, on peut multiplier les deux termes de la loi d'Arrhenius par la même valeur de $[\text{H}_2\text{O}]_0^\alpha \cdot [\text{H}^+]_0^\beta$, ce qui donne :

$$k_{app} = \mathcal{A}' \cdot \exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right)$$

... où $\mathcal{A}' = \mathcal{A} \cdot [\text{H}_2\text{O}]_0^\alpha \cdot [\text{H}^+]_0^\beta$.

Comme on dispose de la valeur de k_{app} à deux températures, on peut écrire :

$$k_{app} = \mathcal{A}' \cdot \exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right)$$

$$k'_{app} = \mathcal{A}' \cdot \exp\left(-\frac{E_a}{RT'}\right)$$

En divisant ces deux relations :

$$\frac{k_{app}}{k'_{app}} = \exp\left(-\frac{E_a}{R} \cdot \left(\frac{1}{T} - \frac{1}{T'}\right)\right) = \exp\left(\frac{E_a(T - T')}{RTT'}\right)$$

Ainsi :

$$\ln\left(\frac{k_{app}}{k'_{app}}\right) = \frac{E_a(T - T')}{RTT'}$$

... dont on déduit :

$$E_a = \frac{RTT'}{T - T'} \cdot \ln\left(\frac{k_{app}}{k'_{app}}\right) = 126,42 \cdot \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Remarque : il s'agit des températures absolues exprimées en kelvins, soit $T = 313 \text{ K}$ et $T' = 303 \text{ K}$.

Si on néglige les incertitudes sur les températures, alors l'incertitude est estimée par la formule de propagation :

$$u(E_a) = \left(\frac{RTT'}{T - T'}\right) \times u\left(\ln\left(\frac{k_{app}}{k'_{app}}\right)\right)$$

$$u(E_a) = \left(\frac{RTT'}{T - T'}\right) \times u(\ln k_{app} - \ln k'_{app})$$

$$u(E_a) = \left(\frac{RTT'}{T - T'}\right) \times \sqrt{u(\ln k_{app})^2 + u(\ln k'_{app})^2}$$

$$u(E_a) = \left(\frac{RTT'}{T - T'}\right) \times \sqrt{\left(\frac{u(k_{app})}{k_{app}}\right)^2 + \left(\frac{u(k'_{app})}{k'_{app}}\right)^2}$$

$$u(E_a) = 0,92 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Finalement :

$$E_a = 126,42 \pm 0,92 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$