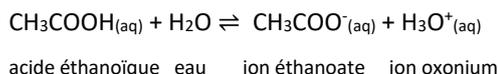


Thème : Prévoir l'état final d'un système, siège d'une transformation chimique.
 Cours 13 : Prévoir le sens de l'évolution spontanée d'un système chimique.
 (version professeur)

B.O. État final d'un système siège d'une transformation non totale : état d'équilibre chimique.
 Modèle de l'équilibre dynamique.
 Quotient de réaction Qr. Système à l'équilibre chimique : constante d'équilibre K(T).
 Critère d'évolution spontanée d'un système hors équilibre chimique.

I. Modèle de l'équilibre dynamique.

Lors d'une réaction de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau, on constate que la réaction n'est pas totale.
 En effet, pour une solution d'acide éthanoïque de concentration molaire $C_A = 0,0010 \text{ mol.L}^{-1}$, le pH obtenu n'est pas égal à 3.



A l'équilibre, la vitesse de la réaction directe (réaction de l'eau avec l'acide éthanoïque) est égale à la vitesse de la réaction inverse (réaction de l'ion éthanoate avec l'ion oxonium). Les deux réactions continuent à se produire, mais comme leur vitesse est la même, les proportions des réactifs ne varient plus. Du point de vue macroscopique, c'est comme s'il n'y avait plus de réaction (équilibre statique), mais ce n'est qu'une apparence : les deux réactions continuent à se produire (équilibre dynamique).

1. Taux d'avancement final d'une réaction non totale.

1.1. Tableau de l'évolution du système.

- La concentration en ion $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ est égale à $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ avec $c_0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$
- V est le volume de la solution
- c est la concentration de CH_3COOH introduit en solution
- x_f est l'avancement final ; $x_f = 10^{-\text{pH}} \times V$
- x_{max} est l'avancement maximal ; $x_{\text{max}} = cV$

	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$	H_2O	$\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$	$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
Etat initial (mol)	cV	Beaucoup	0	0
Etat intermédiaire (mol)	$cV - x$	Beaucoup	x	x
Etat final (mol)	$cV - x_f$	Beaucoup	x_f	x_f

On a constaté expérimentalement que $x_f < x_{\text{max}}$ (voir TP)

La réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau n'est donc pas totale.

1.2. Taux d'avancement final.

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}}$$

Dans l'expérience réalisée en TP, on a déterminé que la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau

A un taux d'avancement final de l'ordre de 4 %. On a donc $\tau = 4 \%$

II. Quotient de réaction Q_r .

1. Définition du quotient de réaction.

Le quotient de réaction permet de préciser l'état du système en évolution.

- On ne tient compte dans le quotient de réaction que des espèces dissoutes. (c-à-d. pas les solides).
- On ne tient pas compte du solvant (eau).

- Les espèces dissoutes sont caractérisées par leur concentration molaire volumique $[X] = \frac{n_x}{V}$ (mol.L⁻¹)

Pour une réaction $aA_{(aq)} + bB_{(aq)} = cC_{(aq)} + dD_{(aq)}$, le quotient de réaction associé à cette réaction s'écrit :

$$Q_r = \frac{\left(\frac{[c]}{c_0}\right)^c \cdot \left(\frac{[d]}{c_0}\right)^d}{\left(\frac{[a]}{c_0}\right)^a \cdot \left(\frac{[b]}{c_0}\right)^b} \text{ avec } c_0 = 1 \text{ mol.L}^{-1} \quad \text{soit } Q_r = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Remarque : l'intérêt d'utiliser la forme $\frac{[X]}{c_0}$ est de mettre en évidence que le quotient de réaction est une grandeur sans dimension. On le verra dans les exemples suivants. Toutefois, on pourra par la suite s'affranchir de cette étape de calcul.

Le quotient de réaction est lié à une équation de réaction dans un sens donné. C'est une grandeur sans dimension.

2. Détermination de l'expression de Q_r en solution aqueuse homogène.

Question : Compléter les lignes vides de chaque tableau sachant que l'on ne tient pas compte du solvant dans l'expression de Q_r .

Compléter le tableau suivant sachant que l'on ne tient pas compte des espèces chimiques solides dans l'expression de Q_r .

Réponse : Remarque l'intérêt d'incorporer c_0 dans l'expression est de bien mettre en évidence le fait que la constant de réaction est une grandeur sans dimension. On pourra s'en passer par la suite.

Equation	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$
Q_r	$Q_r = \frac{\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{c_0} \cdot \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_0}}{\frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{c_0}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot c_0}$ <p style="text-align: center;">avec $c_0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$</p> $Q_r = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$
Equation	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + \text{NH}_3_{(aq)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{NH}_4^+_{(aq)}$
Q_r	$Q_r = \frac{\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{c_0} \cdot \frac{[\text{NH}_4^+]}{c_0}}{\frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{c_0} \cdot \frac{[\text{NH}_3]}{c_0}}$ <p style="text-align: center;">avec $c_0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$</p> $Q_r = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{NH}_3]}$

Equation	$2 \text{I}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_2_{(\text{aq})} + 2 \text{H}^+_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{I}_{2(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
Q_r	$Q_r = \frac{\frac{[\text{I}_2]}{c_0}}{\left(\frac{[\text{I}^-]}{c_0}\right)^2 \cdot \frac{[\text{H}_2\text{O}_2]}{c_0} \cdot \left(\frac{[\text{H}^+]}{c_0}\right)^2} = \frac{[\text{I}_2] \cdot c_0^5}{[\text{I}^-]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}_2] \cdot [\text{H}^+]^2 \cdot c_0} = \frac{[\text{I}_2] \cdot c_0^4}{[\text{I}^-]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}_2] \cdot [\text{H}^+]^2}$ <p style="text-align: center;">avec $c_0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$</p> $Q_r = \frac{[\text{I}_2]}{[\text{I}^-]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}_2] \cdot [\text{H}^+]^2}$

On ne fait pas apparaître l'eau car elle est le solvant de cette réaction 

Attention : Dans le cas des réactions d'estérification dans lesquelles l'eau n'est pas le solvant mais un produit de la réaction, l'eau, rentre dans l'expression du quotient de réaction. On ne fait pas apparaître les espèces chimiques solides, on leur affecte la valeur 1.

3. Détermination de l'expression de Q_r en solution aqueuse hétérogène.

Question : Ecrire l'expression de Q_r dans chaque cas :

Réaction entre	Réaction entre l'ion cuivre II et les ions hydroxydes
Equation	$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_{2(\text{s})}$
Q_r	$Q_r = \frac{1}{\frac{[\text{Cu}^{2+}]}{c_0}} \cdot \frac{1}{\left(\frac{[\text{HO}^-]}{c_0}\right)^2} = \frac{c_0^3}{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{HO}^-]^2}$ <p style="text-align: center;">avec $c_0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$</p> $Q_r = \frac{1}{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{HO}^-]^2}$

III. Quotient de réaction dans l'état d'équilibre $Q_{r, \text{eq}}$.

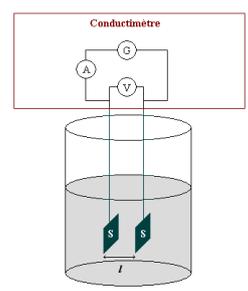
1. Définition de $Q_{r, \text{eq}}$.

$Q_{r, \text{eq}} = Q_r$ quand l'état d'équilibre du système chimique est atteint. Dans cet état les concentration $[X]_{\text{eq}}$ ne varient plus. Cet état d'équilibre est dynamique. Par la suite, il sera intéressant de comparer $Q_{r, \text{eq}}$ et Q_r

2. Détermination de la valeur de $Q_{r, \text{eq}}$ par conductimétrie. Cette partie est abordée en TP

2.1. Rappels de conductimétrie.

- Le générateur fournit une tension alternative (pour éviter les phénomènes d'électrolyse aux bornes) de fréquence $f = 1000 \text{ Hz}$.
- Une mesure de U et de I est réalisée.
- La valeur de la résistance de la solution est ainsi déterminée. $U = RI$.
- Le conductimètre donne la valeur de la conductance $G = \frac{1}{R}$ G s'exprime en Siemens (S)



- G dépend des caractéristiques de la cellule (l et S). On note k la constante de cellule. $k = \frac{S}{l}$

- $G = k\sigma$ La conductivité σ dépend :
- des concentrations des ions en solution.
 - d'une grandeur caractéristique de chaque ion, la conductivité molaire volumique λ .

Remarque : les conductimètres du laboratoire donnent directement la valeur de la conductivité σ en $mS \cdot cm^{-1}$

2.2. Loi de Kohlraush

La loi de Kohlrausch a été établie en 1874 par Friedrich Kohlrausch. Elle énonce que, pour une solution diluée, la conductivité électrique d'un électrolyte est proportionnelle, toutes choses égales par ailleurs, à sa concentration.

$$\sigma = \sum_i \lambda_{X_i} \cdot [X_i]$$

Exemple : pour une solution de nitrate d'argent en solution aqueuse (en négligeant H_3O^+ et HO^-), contenant des ions argent Ag^+ et des ions nitrates NO_3^- , on peut écrire :

$$\sigma = \lambda_{Ag^+} \cdot [Ag^+] + \lambda_{NO_3^-} \cdot [NO_3^-]$$

3. Détermination expérimentale de $Q_{r,eq}$. Cette partie est vue en TP.

3.1. Principe.

- On introduit dans un ballon un volume V d'une solution acide de concentration c .
- On place dans la solution, la cellule du conductimètre préalablement calibré avec une solution étalon.
- On lit la valeur de la conductivité .

3.2. Détermination de $Q_{r,eq}$.

Soit l'équation de la réaction : $AH_{(aq)} + H_2O \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + H_3O^+$

Données fournies : c , $\lambda_{H_3O^+}$ et λ_{A^-} .

Mesure de la conductivité σ

- On écrit l'expression de la conductivité $\sigma = \lambda_{H_3O^+} [H_3O^+]_{eq} + \lambda_{A^-} [A^-]_{eq}$
- La réaction étant équimolaire, on a $[H_3O^+] = [A^-]$
- On déduit que $\sigma = \lambda_{H_3O^+} [H_3O^+]_{eq} + \lambda_{A^-} [H_3O^+]_{eq}$ et $[H_3O^+]_{eq} = \frac{\sigma}{\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{A^-}}$

- On écrit la conservation de la matière :

$$[AH]_{eq} = [AH]_i - [A^-]_{eq}$$

$$[AH]_{eq} = c - [H_3O^+]_{eq}$$

- On en déduit l'expression de $Q_{r,eq}$ en fonction de $[H_3O^+]_{eq}$

$$Q_{r,eq} = \frac{\frac{[A^-]_{eq} [H_3O^+]_{eq}}{c^0}}{\frac{[AH]_{eq}}{c^0}} = \frac{[A^-]_{eq} \cdot [H_3O^+]_{eq}}{[AH]_{eq} \cdot c^0} \quad \text{avec } c^0 = 1 \text{ mol} \cdot L^{-1} \Rightarrow Q_{r,eq} = \frac{[A^-]_{eq} \cdot [H_3O^+]_{eq}}{[AH]_{eq}} = \frac{[H_3O^+]_{eq} \cdot [H_3O^+]_{eq}}{c - [H_3O^+]_{eq}} = \frac{[H_3O^+]_{eq}^2}{c - [H_3O^+]_{eq}}$$

A partir de la valeur de σ trouvée, on trouve la valeur de $[H_3O^+]_{eq}$ avec l'expression $[H_3O^+]_{eq} = \frac{\sigma}{\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{A^-}}$, on a la valeur de $Q_{r,eq}$.

IV. Constante d'équilibre K ($Q_{r,eq}$) associée à l'équation d'une réaction, à une température donnée.

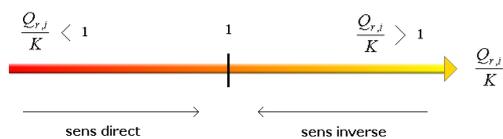
$Q_{r,eq}$ dépend-il de la composition initiale du système ? Voir TP

La valeur du quotient de réaction à l'état final d'un système, siège d'une transformation non totale est indépendant vis-à-vis de la composition initiale du système à une température donnée.

Par contre le taux d'avancement final dépend des conditions initiales.

V. Critère d'évolution spontanée : étude du rapport $\frac{Q_{r,i}}{K}$

Afin de connaître le sens spontané d'une réaction, on utilise le critère suivant :



Le sens d'évolution spontané d'un système chimique est celui au cours duquel $Q_{r,i}$ tend vers K

VI. Cas d'une réaction acido-basique entre l'ion éthanoate (base) et l'acide méthanoïque (acide)



Les espèces chimiques présentes sont :

l'acide méthanoïque V_1 le méthanoate de sodium V_2 l'acide éthanoïque V_3 l'éthanoate de sodium V_4

Le volume total est $V = V_1 + V_2 + V_3 + V_4$

La constante d'équilibre de cette réaction est $K = Q_{r,\text{eq}} = 10$ et les solutions ont la même concentration $c = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

On veut déterminer la valeur du rapport $\frac{Q_{r,i}}{K}$ pour différentes conditions expérimentales.

Dans un deuxième temps, on détermine l'expression de $Q_{r,i}$:

$$Q_{r,i} = \frac{\frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{c^0} \frac{[\text{HCOO}^-]}{c^0}}{\frac{[\text{HCOOH}]}{c^0} \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{c^0}} \quad \text{avec } c^0 = 1 \text{ mol.L}^{-1} \quad Q_{r,i} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{\frac{cV_3}{V} \times \frac{cV_2}{V}}{\frac{cV_1}{V} \times \frac{cV_4}{V}} = \frac{V_3 \times V_2}{V_1 \times V_4}$$

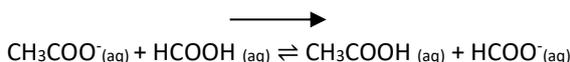
A partir de la relation établie ci-dessus, compléter le tableau suivant.

En déduire quel sera le sens spontané de la réaction chimique.

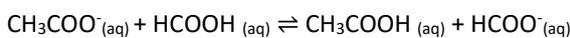
Mélange	1	2	3
V (mL) HCOOH acide méthanoïque	10,0	2,0	2,0
V (mL) HCOO ⁻ ion méthanoate	10,0	10,0	10,0
V (mL) CH ₃ COOH acide éthanoïque	10,0	20,0	20,0
V (mL) CH ₃ COO ⁻ ion éthanoate	10,0	2,0	10,0
$Q_{r,i}$	1,0	50,0	10,0
K	10,0	10,0	10,0
$\frac{Q_{r,i}}{K}$	0,1	5	1
Sens d'évolution	Sens direct	Sens inverse	Pas d'évolution

Selon la valeur de $\frac{Q_{r,i}}{K}$:

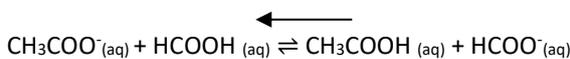
- le sens est direct $\frac{Q_{r,i}}{K} < 1$



- pas d'évolution $\frac{Q_{r,i}}{K} = 1$



- le sens est inverse $\frac{Q_{r,i}}{K} > 1$



VII. Mise en évidence par un jeu de tirage, de l'aspect probabiliste de l'équilibre chimique.

Organisation : Groupe de 3 élèves. Chaque élève traite une des trois situations. Un DM pour 3. Note commune.

On a vu en cinétique que la **probabilité de rencontre dépend de :**

- La concentration des réactifs.
- La température.

La règle du jeu :



Situation 1 : la réaction est totale

Verse dans un sac opaque 20 papiers rouges et 20 papiers bleus.

Tire au hasard 2 papiers :

Les tirages successifs représentent le temps qui passe. Un tirage correspondra à une seconde

Cas n°1 : Si les papiers tirés sont rouges **et** bleus alors tire à pile ou face avec une pièce de monnaie.

- Si c'est pile (par ex.) considère que le choc est efficace, alors retire les deux papiers rouges et bleus et remplace-les par un papier verte et un papier jaune.
- Si c'est face considère que le choc n'est pas efficace, alors remet les papiers rouges et bleus dans le bécher.

Cas n°2 : Si les papiers tirées ne sont pas rouges **et** bleus (c'est-à-dire jaune-rouges ; jaune-bleus etc...), remet les dans le bécher.

Répéter l'opération jusqu'à épuisement des réactifs (environ 200 tirages)

Réaliser l'expérience dans les conditions ci-dessus.

Noter vos résultats sous la forme d'un tableau (Regressi ou Excel) qui ne sera pas à rendre.

Tracer un graphique sur lequel vous représenterez l'évolution du nombre de papiers rouges (réactif)

Tracer un graphique sur lequel vous représenterez l'évolution du nombre de papiers verts (produit)

Choisir une fonction mathématique adaptée pour modéliser l'évolution de disparition des réactifs.

Choisir une fonction mathématique adaptée pour modéliser l'évolution de l'apparition des produits

Effectuer des captures d'écran des graphiques obtenus et rendez-les avec votre copie.

Questions :

- a) Est-ce qu'au bout d'un temps suffisamment long la valeur $x_{\max} = 20$ est atteinte ?
- b) La vitesse d'apparition des produits est-elle égale à la vitesse de disparition des réactifs ? (déterminer les temps de demi-réaction)

Situation 2 : La réaction est limitée, il y a un équilibre dynamique.

On réalise à nouveau une modélisation à l'état microscopique selon les mêmes conditions que celles appliquées dans l'expérience précédente, mais on étudie le cas où les produits réagissent entre-eux pour redonner des réactifs.

Cas n°1 : Si les papiers tirés sont rouges **et** bleus, tire à pile ou face avec une pièce de monnaie

- Si c'est pile (par ex.) considère que le choc est efficace, alors retirer les deux papiers rouges et bleus et remplacer-les par un papier vert et un papier jaune.
- Si c'est face considère que le choc n'est pas efficace, alors remettre les papiers rouges et bleus dans le bécher.

Cas n°2 : Si les papiers tirés sont verts **et** jaunes, considérer que le choc est toujours efficace, alors retirer les deux papiers verts et jaunes et remplace-les par un papier rouge et un papier bleu.

Cas n°3 : Si les papiers tirés ne sont pas **rouges et bleus** ou **vert et jaune**, remettre les papiers dans le bécher.

Effectuer environ 200 tirages.

Réaliser l'expérience dans les conditions ci-dessus.

Noter vos résultats sous la forme d'un tableau (Regressi ou Excel) qui ne sera pas à rendre.

Tracer un graphique sur lequel vous représenterez l'évolution du nombre de papiers rouges (réactif)

Tracer un graphique sur lequel vous représenterez l'évolution du nombre de papiers verts (produit)

Effectuer des captures d'écran des graphiques obtenus et rendez-les avec votre copie.

- Est-ce qu'au bout d'un temps suffisamment long la valeur $x_{\max} = 20$ est atteinte ?
- Quelle est la valeur atteinte ? On notera x_f cette valeur.
- En déduire le taux d'avancement final $\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$ de cette réaction ?
- Les deux réactions inverses se déroulent-elles à la même vitesse ? (déterminer les temps de demi-réaction)

Situation 3 : Montrer par une expérience de votre choix comment augmenter la valeur de l'avancement final de cette transformation chimique en équilibre dynamique.

Réaliser l'expérience dans les conditions que vous avez choisies.

Noter vos résultats sous la forme d'un tableau (Regressi ou Excel) qui ne sera pas à rendre

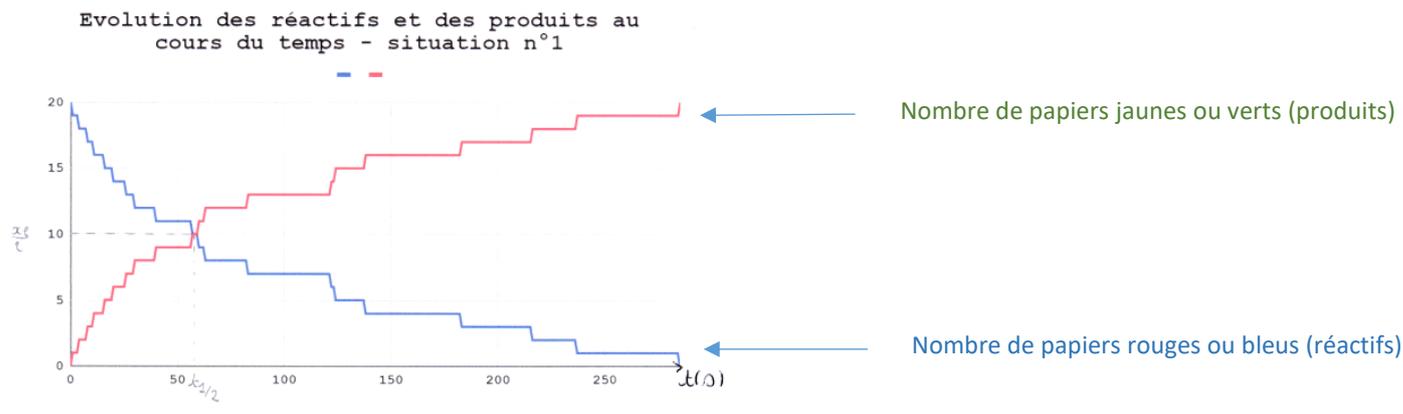
Tracer un graphique sur lequel vous représenterez l'évolution du nombre de papiers verts (produit)

Effectuer des captures d'écran des graphiques obtenus et rendez-les avec votre copie.

- Est-ce qu'au bout d'un temps suffisamment long la valeur $x_{\max} = 20$ est atteinte ?
- Quelle est la valeur atteinte ? On notera x_f cette valeur.
- En déduire le taux d'avancement final $\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$ de cette réaction ?
- Comparer les résultats de cette expérience avec la précédente (situation 2).
- Les deux réactions se déroulent-elles à la même vitesse ? (déterminer les temps de demi-réaction)
- Le taux d'avancement final est-il identique à la situation 2. ?

Réponses

Situation 1 : la réaction est totale



1°) Oui au bout d'un certain temps égal dans ce cas à 285 secondes, la valeur x_{max} est atteinte puisqu'il n'y a plus de réactifs dans le bécher.

2°) Le temps de demi-réaction des produits est la durée nécessaire pour que la moitié de l'avancement final soit atteint.

Pour les produits on a :

L'avancement final étant de $x_f = 20$, on a $\frac{x_f}{2} = 10$.

On prend comme échelle : 2,5 cm pour 50 s

Donc : $t_{1/2} = 57$ s

Pour les réactifs on a :

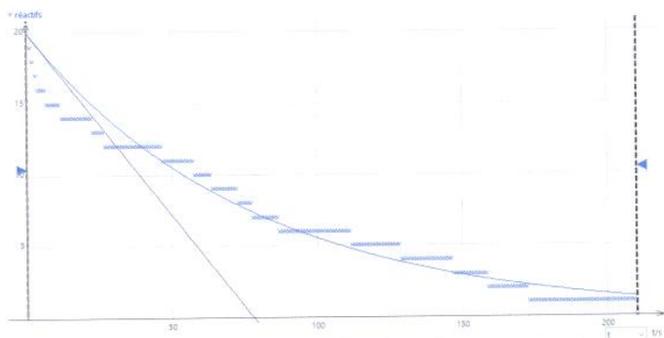
L'avancement final étant de $x_f = 20$, on a $\frac{x_f}{2} = 10$.

En considérant la même échelle que précédemment on obtient que $t_{1/2} = 57$ s.

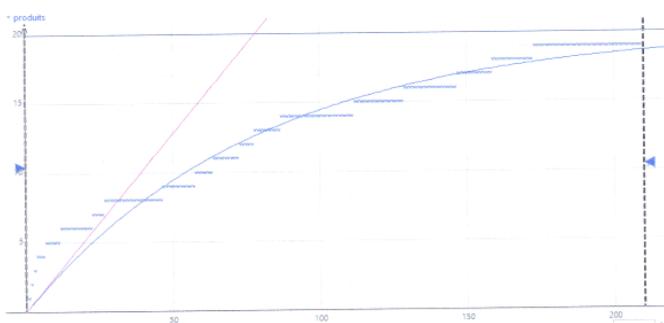
Le taux d'avancement final est égal à $\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{20}{20} = 1$

Conclusion : On observe donc que les temps de demi-réaction sont égaux donc on peut en déduire que les vitesses d'apparition des produits et la vitesse de disparition des réactifs sont égales.

Modélisations mathématiques : fonctions exponentielles décroissantes et croissantes.

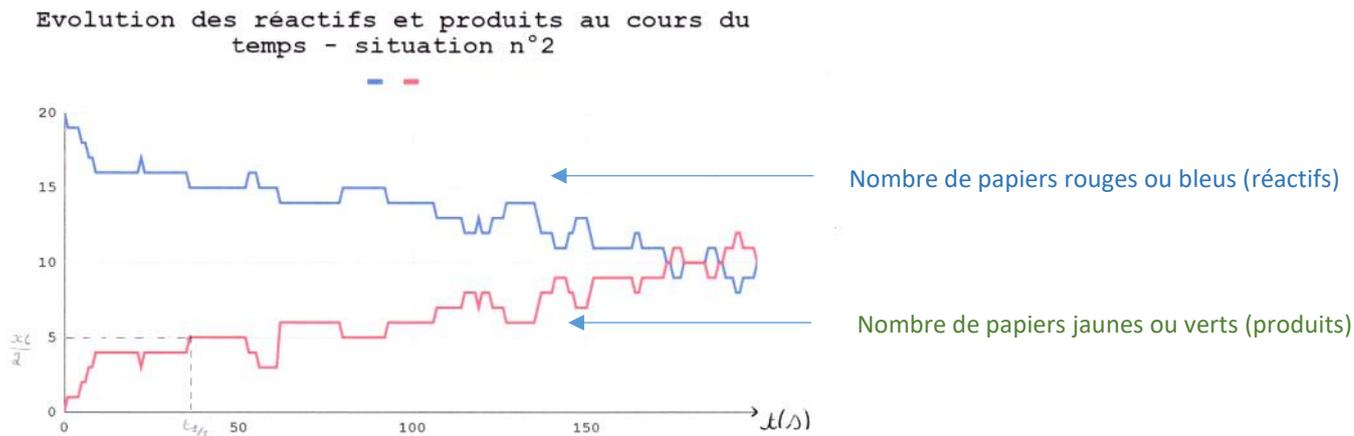


Pour la disparitions des réactifs : $[A(t)] = [A_0] \cdot e^{-k \cdot t}$



Pour l'apparition des produits : $[A(t)] = [A_0](1 - e^{-k \cdot t})$

Situations 2 : la réaction est limitée, il y a équilibre dynamique



1°) Au bout de 199s, on obtient que la quantité des produits est égale celle des réactifs. Sachant que les produits n'ont pas disparu, on peut en déduire que l'avancement maximal n'est pas atteint et donc qu'au bout d'un temps suffisamment long, la valeur $x_{max} = 20$ n'est pas atteinte.

2°) La valeur atteinte représente l'avancement final et est : $x_f = 10$ atteinte à $t = 199s$.

3°) Calcul du taux d'avancement final.

On a : $\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$ avec $x_f = 10$ et $x_{max} = 20$.

Alors , $\tau = \frac{10}{20} = 0,5$.

Le taux d'avancement final n'est pas égal à 1 donc la réaction n'est pas totale. Elle est donc limitée.

3°) Le temps de demi-réaction est la durée nécessaire pour que la moitié de l'avancement final soit atteint.

Pour les produits on a :

L'avancement final étant de $x_f = 10$, on a $\frac{x_f}{2} = 5$.

On prend comme échelle : 2,5 cm pour 50 s

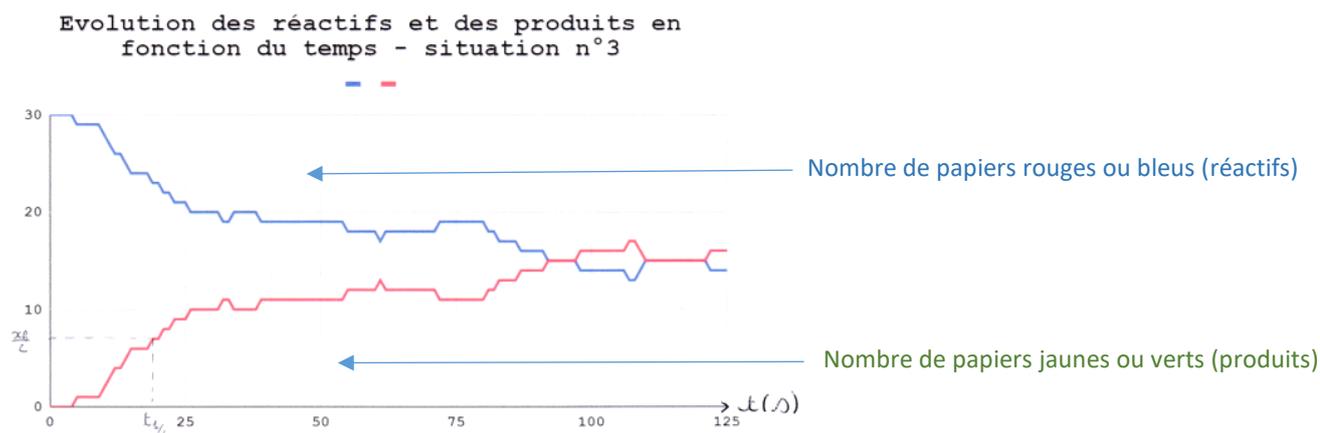
Donc : $t_{1/2} = 52$ s

Pour les réactifs on a :

De la même manière pour le réactifs on a $t_{\frac{1}{2}} = 52$ s

On observe donc que les temps de demi-réaction des deux réactions inverses sont égaux et que donc, les deux réactions inverses se déroulent donc à la même vitesse.

Situation 3 : Montrer par une expérience de votre choix comment augmenter la valeur de l'avancement final de cette transformation chimique en équilibre dynamique.



Protocole proposé afin d'augmenter la valeur de x_f .

Pour cette situation, on choisit d'augmenter la quantité initiale en réactifs dans le but d'essayer d'augmenter l'avancement final. On prend donc comme conditions de départ : 30 papiers bleus, 30 papiers rouges, 30 papiers verts et 30 papiers jaunes. Lorsque que l'on pioche un papier bleu et un papier rouge, on lance une pièce. Si ça tombe sur pile, cela représente un choc efficace et on enlève les deux papiers et on les remplace par deux papiers jaunes et verts. Si ça tombe sur face, on les remet dans le sac. Si on pioche un papier vert et un papier jaune, cela représente un choc efficace et on les enlève et les remplace par deux papiers rouges et bleus.

1°) Sachant que cette transformation s'effectue en équilibre dynamique c'est-à-dire que les produits réagissent entre eux pour donner de réactifs, l'avancement maximal $x_{max} = 20$ n'est pas atteint.

2°) On a effectué 92 tirages jusqu'à l'équilibre. L'avancement final atteint est $x_f = 15$. $15 > 10$, on a bien réussi à augmenter l'avancement final par rapport à la situation 2.

3°) Calcul du taux d'avancement final

On a : $\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$ avec $x_f = 15$ et $x_{max} = 30$.

Soit : $\tau = \frac{15}{30} = 0,5$

La réaction est donc limitée car le taux d'avancement final n'est pas égal à 1.

4a°) Le temps de demi-réaction est la durée nécessaire pour que la moitié de l'avancement final soit atteint.

Pour les produits on a :

L'avancement final étant de $x_f = 15$, on a $\frac{x_f}{2} = 12,5$.

On prend comme échelle : 3 cm pour 25 s

Donc : $t_{1/2} = 18$ s

Pour les réactifs on a :

De la même manière pour les réactifs on a : $t_{\frac{1}{2}} = 18$ s

a) Les temps de demi-réactions sont donc identiques donc les vitesses d'apparition des produits et la vitesse de disparition des réactifs sont égales. Dans la situation 2, on trouvait également que les vitesses de réactions étaient égales.

b°) Les taux d'avancements finals dans la situation 2 et la situation 3 sont différents. Comme on a introduit plus de réactifs (autant de rouge que de vert) dans la situation 3, l'équilibre a été déplacé vers la formation des produits.

Le taux d'avancement final dépend des conditions initiales.

Situation 1

		A	B	C	D	Non fait
Réaliser	Savoir réaliser un tirage en suivant les consignes fournies					
	Savoir tracer un graphique sur un tableau					
Analyser	Savoir déterminer et analyser la valeur du temps de demi-réaction d'une transformation chimique.					
	Savoir déterminer et analyser la valeur de la valeur de l'avancement maximal ou final d'une transformation chimique.					
	Savoir identifier la modélisation exponentielle adaptée à l'évolution de la quantité de réactifs : $[A(t)] = [A_0] \cdot e^{-k \cdot t}$ et de produits : $[A(t)] = [A_0](1 - e^{-k \cdot t})$					

Situation 2

		A	B	C	D	Non fait
Réaliser	Savoir réaliser un tirage en suivant les consignes fournies					
	Savoir tracer un graphique sur un tableau					
Analyser	Savoir déterminer et analyser la valeur du temps de demi-réaction d'une transformation chimique.					
	Savoir déterminer et analyser la valeur de la valeur de l'avancement maximal ou final d'une transformation chimique.					

Situation 3

		A	B	C	D	Non fait
Réaliser	Savoir réaliser un tirage en suivant les consignes fournies					
	Savoir tracer un graphique sur un tableau					
Analyser	Savoir déterminer et analyser la valeur du temps de demi-réaction d'une transformation chimique.					
	Savoir déterminer et analyser la valeur de la valeur de l'avancement maximal ou final d'une transformation chimique.					