

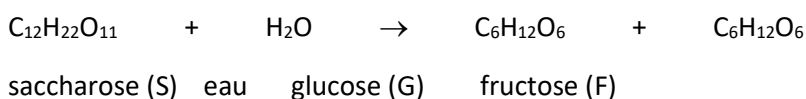
CINETIQUE CHIMIQUE

EXERCICE 1 : DU NECTAR AU MIEL

Les abeilles utilisent le nectar présent dans les fleurs pour fabriquer leur miel. Le nectar est aspiré par la trompe de la butineuse, puis il est emmagasiné dans son jabot où il est transformé en raison de l'absorption d'eau et de l'apport de salive riche en invertase. De retour à la ruche, la butineuse régurgite le contenu de son jabot aux ouvrières qui poursuivent la transformation dans leurs propres jabots.

Lors de cette transformation, le saccharose présent dans le nectar réagit avec l'eau pour former du glucose et du fructose qui sont les principaux constituants du miel. La molécule d'eau « casse » la molécule de saccharose en deux. On parle d'hydrolyse du saccharose. Cette transformation chimique est une transformation totale.

L'équation de la réaction d'hydrolyse est la suivante :



La température à l'intérieur de la ruche reste égale à 35 °C.

On se propose de déterminer l'ordre de la réaction d'hydrolyse du saccharose.

À température constante, à $pH = 5$ constant, on mélange du saccharose avec de l'eau (sans invertase) et on suit l'évolution de la concentration du saccharose en fonction du temps. On obtient le graphique représenté sur la figure 1. $[S]$ désigne la concentration en saccharose à l'instant t :

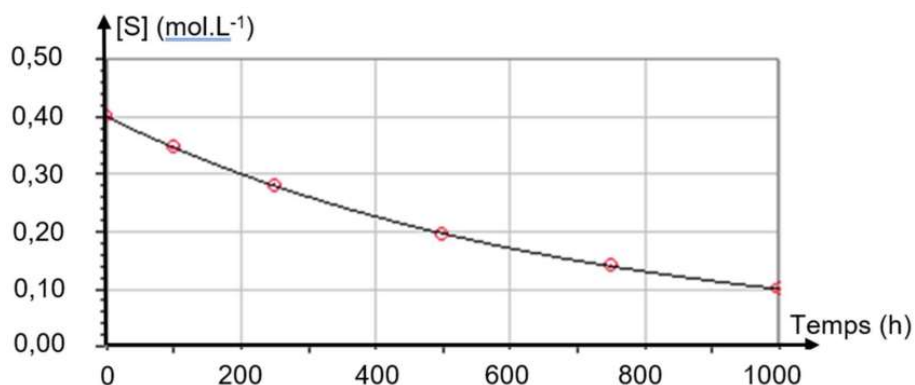


Figure 1 : Graphique représentant l'évolution de la concentration $[S]$ en fonction du temps.

Source : dlecorgnechimie.fr

- A.1. Justifier en quoi la transformation chimique peut être considérée comme lente.
- A.2. En utilisant la figure 1, déterminer la concentration initiale en saccharose $[S]_0$?
- A.3. Estimer, en expliquant la démarche, la valeur du temps de demi-réaction $t_{1/2}$.
- A.4. Définir la vitesse volumique de disparition v_{disp} du saccharose en fonction de la concentration en saccharose $[S]$.
- A.5. Indiquer, en justifiant qualitativement, comment varie la vitesse de disparition du saccharose au cours du temps.

On fait l'hypothèse que l'hydrolyse du saccharose suit une loi de vitesse d'ordre 1. Dans ce cas, on montre que la concentration en saccharose $[S]$ vérifie la relation $\ln[S] = -k \times t + \ln[S]_0$ avec t le temps (en h), k la constante de vitesse à la température de l'expérience (en h^{-1}) et $\ln[S]_0$ le logarithme népérien de la concentration initiale en saccharose (sans unité).

Les valeurs de $\ln[S]$ ont été calculées puis modélisées par la fonction $\ln[S] = -k \times t + \ln[S]_0$ à l'aide d'un programme Python. On obtient alors le graphique représenté sur la figure 2.

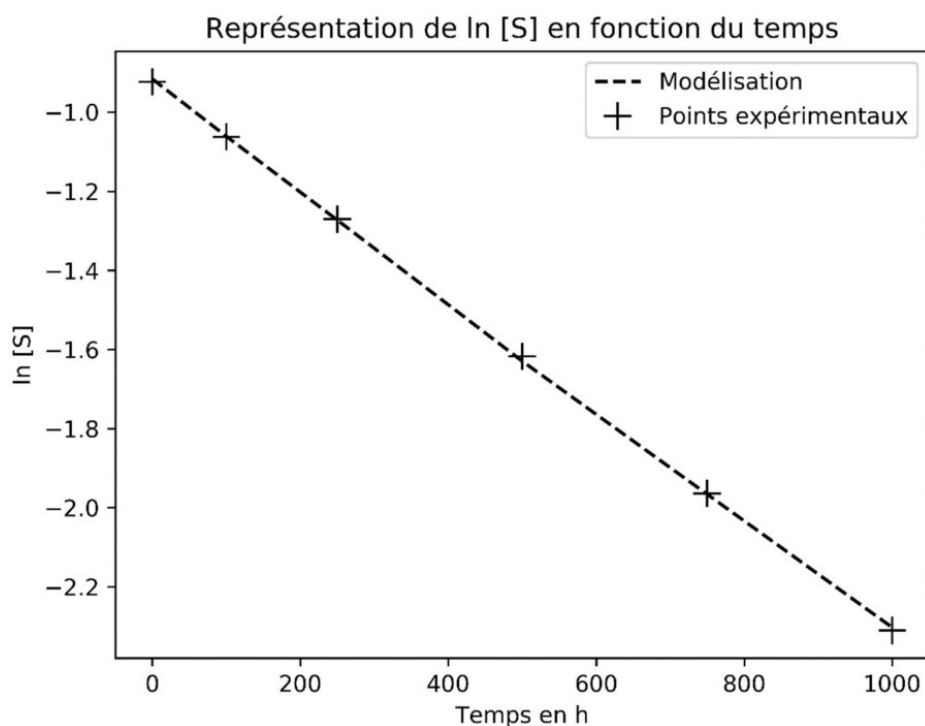


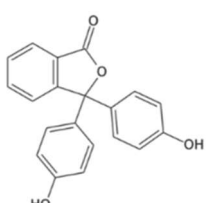
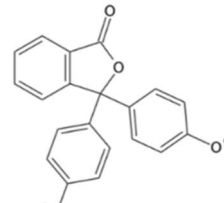
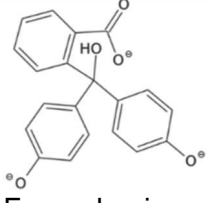
Figure 2 : Graphique représentant les données expérimentales et la modélisation

A.6. À partir de la modélisation représentée sur la figure 2, justifier que l'hypothèse de la cinétique d'ordre 1 est validée.

EXERCICE 2 : SUIVI CINETIQUE D'UNE DECOLORATION

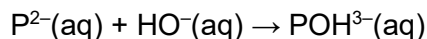
La phénolphtaléine est une substance utilisée en chimie pour ses propriétés colorantes et acido-basiques. Elle est souvent choisie comme indicateur de pH, notamment pour repérer l'équivalence de certains titrages.

Les espèces associées à la phénolphthaléine en solution aqueuse sont représentées ci-dessous :

 <p>Forme acide notée H_2P prédominante pour un $\text{pH} < 9,4$</p>	 <p>Forme basique notée P^{2-} prédominante pour un $\text{pH} > 9,4$</p>	 <p>Forme basique notée POH^{3-} prédominante en milieu très basique ($\text{pH} > 12$)</p>
Solution incolore	Solution rose	Solution incolore

Les transformations mettant en jeu les espèces H_2P et P^{2-} étant instantanées, la phénolphthaléine est utilisée pour distinguer un milieu basique (rose) d'un milieu acide (incolore).

Mis en milieu très basique ($\text{pH} > 12$), les ions P^{2-} réagissent lentement avec les ions hydroxyde HO^- pour former des ions POH^{3-} selon l'équation ci-après. Cette réaction s'accompagne d'une décoloration progressive de la solution rose de phénolphthaléine, ce qui peut être potentiellement gênant lors des titrages.



L'objectif de cet exercice est d'étudier la cinétique de la réaction associée à cette décoloration en milieu très basique.

Données :

- produit ionique de l'eau à 25°C : $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$;
- concentration standard : $c^\circ = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- ci-contre, pictogramme de sécurité de la phénolphthaléine sous forme solide ou en solution de concentration supérieure à $3 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



Protocole du suivi cinétique de la décoloration ;

- dans un bécher, introduire 30 mL d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- déclencher le chronomètre (instant $t = 0$) lorsque l'on introduit dans le bécher 0,50 mL d'une solution basique de phénolphthaléine de concentration en ions P^{2-} égale à $1,6 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- mélanger rapidement, transvaser dans une cuve spectrophotométrique. Relever l'absorbance du milieu à une longueur d'onde appropriée toutes les 10 secondes pendant quinze minutes.

Dans cette expérience, on considère que les ions hydroxyde HO^- apportés par la solution d'hydroxyde de sodium sont en large excès par rapport aux ions P^{2-} . On considère que leur concentration reste constante pendant toute la durée de l'expérience :

$$[\text{HO}^-](t) = C = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

1. Étude des conditions initiales

On admettra qu'une fois que la solution de phénolphthaléine a été introduite dans la solution d'hydroxyde de sodium à la date $t = 0$, la concentration des ions P^{2-} est $[\text{P}^{2-}]_0 = 2,6 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. Étude cinétique de la décoloration

Les résultats expérimentaux permettent de tracer l'évolution de la vitesse de disparition de l'ion P^{2-} en fonction de sa concentration (figure 1).

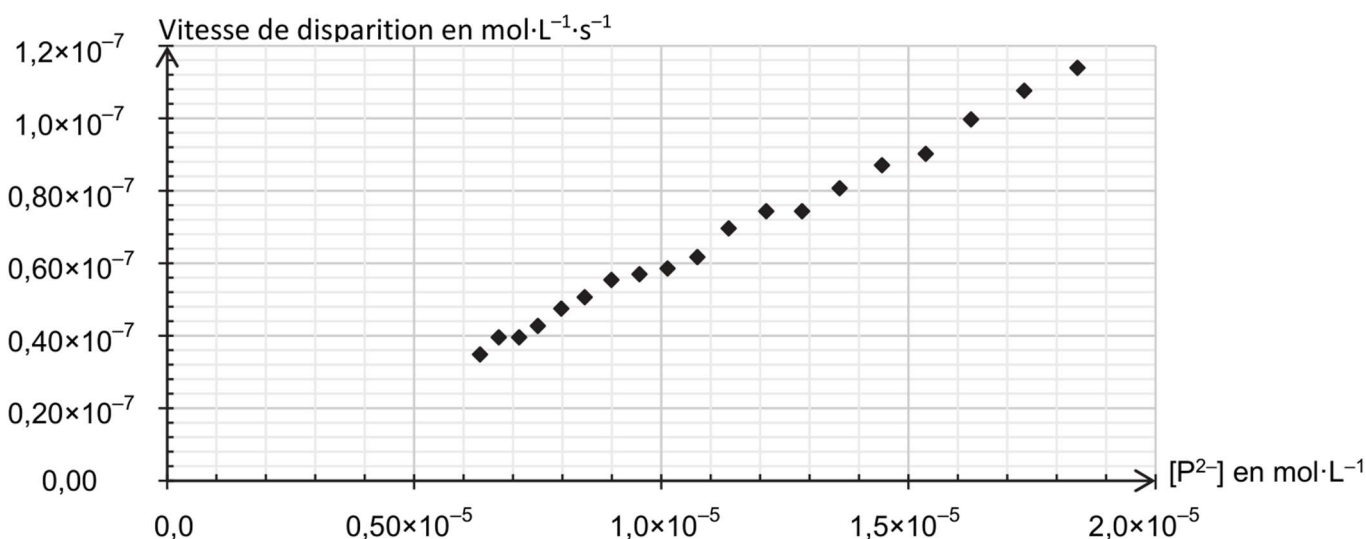


Figure 1. Évolution de la vitesse de disparition de la forme P^{2-} en fonction de la concentration en P^{2-}

On fait l'hypothèse que l'évolution de la concentration suit une loi de vitesse d'ordre 1.

Q4. Expliquer en quoi les résultats expérimentaux donnés en figure 1 sont compatibles avec cette hypothèse.

Dans ce cadre, la concentration en ions P^{2-} à l'instant t , notée $[P^{2-}](t)$, est régie par l'équation différentielle :

$$\frac{d[P^{2-}](t)}{dt} = -k \cdot [P^{2-}](t)$$

Q5. Déterminer le coefficient k à l'aide du graphique de la figure 1.

La figure 2 de **L'ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE** présente l'évolution temporelle de la concentration de la forme P^{2-} de la phénolphtaléine.

Q6. Déterminer, à l'aide de la figure 2 de **L'ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE**, la valeur de la vitesse volumique de disparition v_d de la forme P^{2-} de la phénolphtaléine à la date $t = 200$ s. On fera apparaître la construction effectuée sur le graphique.

Q7. Indiquer, en justifiant la réponse, l'évolution de cette vitesse au cours du temps.

Q8. Définir le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ et estimer sa valeur dans le cas de cette transformation chimique, considérée totale.

La concentration en ions P^{2-} de la phénolphtaléine suit la loi d'équation : $[P^{2-}](t) = [P^{2-}]_0 \cdot e^{-kt}$, où k correspond à la constante déterminée à la question **Q5**.

Q9. Déterminer la relation entre k et $t_{1/2}$.

Q10. Comparer la valeur de $t_{1/2}$ obtenue avec cette relation avec la valeur trouvée à la question **Q8**. Commenter.

Q11. Commenter la valeur de $t_{1/2}$ obtenue au regard de l'utilisation de la phénolphtaléine comme indicateur coloré de certains titrages de solutions acides.

ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE

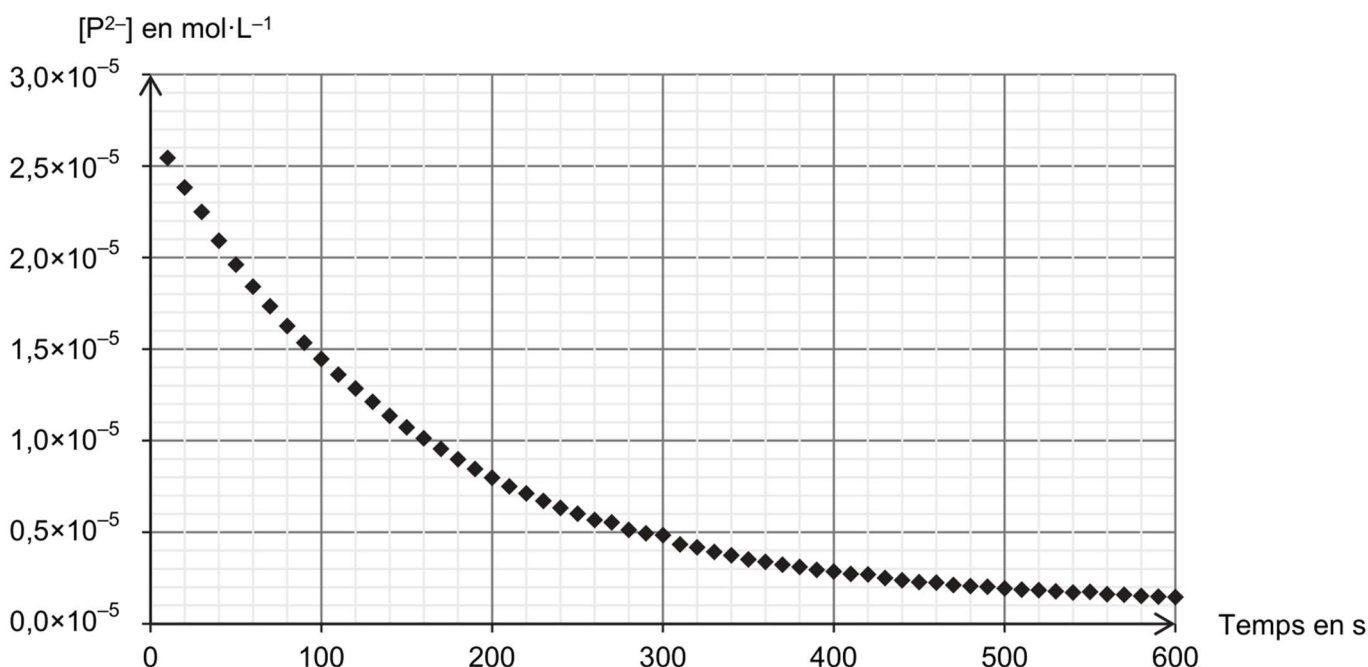


Figure 2. Évolution temporelle de la concentration de la forme P^{2-} de la phénolphtaléine