

28 1. a. On a : $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n_0(\text{H}_3\text{O}^+) - 2x$.

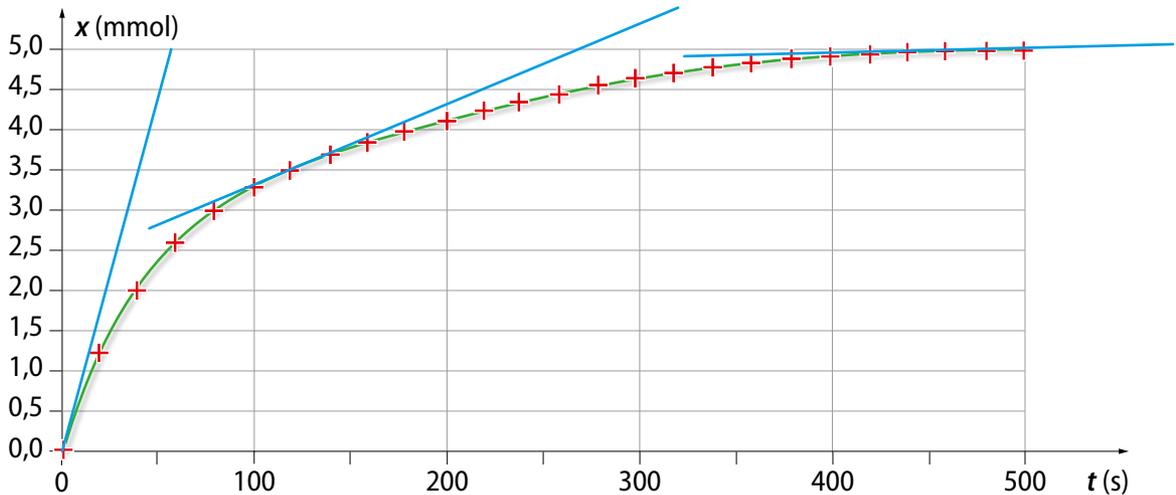
b. On a : $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{V} = \frac{n_0(\text{H}_3\text{O}^+) - 2x}{V}$ soit $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+]_0 - \frac{2x}{V}$.

Les ions oxonium étant un réactif, on a :

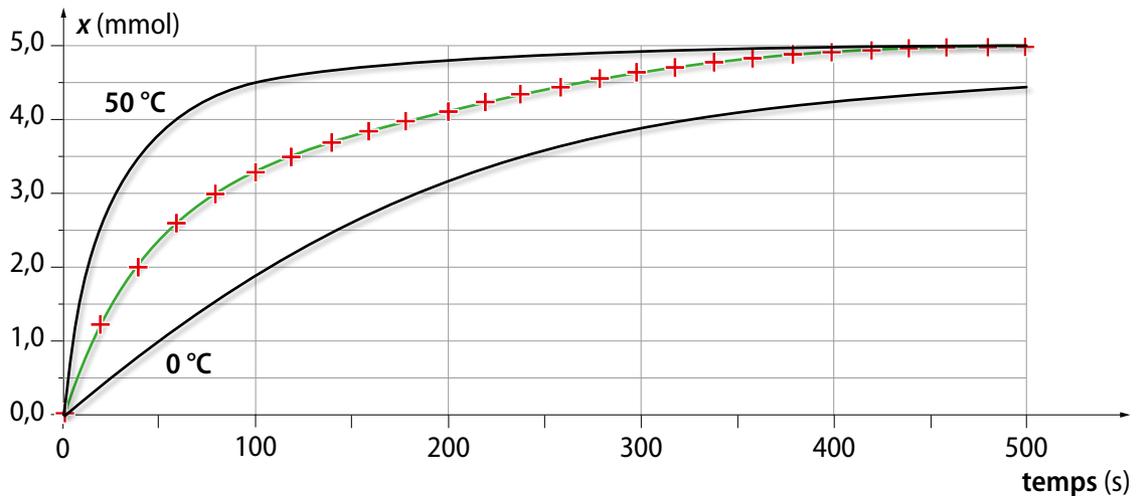
$$v_{\text{H}_3\text{O}^+} = -\frac{d[\text{H}_3\text{O}^+]}{dt} = -\frac{d\left([\text{H}_3\text{O}^+]_0 - \frac{2x}{V}\right)}{dt} = \frac{2}{V} \cdot \frac{dx}{dt},$$

car $[\text{H}_3\text{O}^+]_0$ et V sont des constantes.

2. a. La vitesse volumique de disparition des ions oxonium est proportionnelle à la dérivée temporelle de l'avancement, elle est donc proportionnelle à la pente de la tangente à la courbe $x(t)$. La pente de la tangente à la courbe $x(t)$ (en bleu dans le graphique ci-dessous) diminue au cours du temps, donc la vitesse volumique de disparition des ions oxonium diminue au cours du temps.



b. Lorsque la température varie, l'avancement final reste le même. Il sera atteint plus rapidement si la température est plus élevée, et plus lentement si la température est plus faible.



c. Une augmentation de la température conduit à une agitation thermique plus importante. Ainsi, les chocs entre réactifs sont plus fréquents et plus violents, donc les chocs efficaces plus fréquents, et la réaction avance plus rapidement.

3. a. Le temps de demi-réaction est la durée au bout de laquelle l'avancement vaut la moitié de l'avancement final.

b. L'avancement final à 20 °C vaut $5,0 \times 10^{-3}$ mol. On cherche donc l'abscisse correspondant à l'avancement de $2,5 \times 10^{-3}$ mol. On trouve un temps de demi-réaction entre 50 s et 60 s. Ainsi, $t_{1/2} = 55$ s.

