

Suivi temporel d'une transformation chimique

Cadre de référence de la leçon

- CH1.2.1** Justifier les différentes opérations réalisées lors du suivi de l'évolution temporelle d'un système et exploiter les résultats expérimentaux.
- CH1.2.2** Repérer l'équivalence lors d'un titrage et l'exploiter.
- CH1.2.3** Exploiter les différentes courbes d'évolution de la quantité de matière d'une espèce chimique, de sa concentration, de l'avancement de réaction, de la conductivité électrique, de la conductance, de la pression ou du volume d'un réactif ou d'un produit.
- CH1.2.4** Dresser le tableau d'avancement d'une réaction et l'exploiter.
- CH1.2.5** Connaître l'expression de la vitesse volumique de réaction.
- CH1.2.6** Connaître l'influence de la concentration des réactifs et de la température sur la vitesse volumique de réaction.
- CH1.2.7** Interpréter qualitativement la variation de la vitesse de réaction à l'aide d'une des courbes d'évolution tracées.
- CH1.2.8** Déterminer graphiquement la valeur de la vitesse volumique de réaction.
- CH1.2.9** Définir le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.
- CH1.2.10** Déterminer le temps de demi-réaction graphiquement ou en exploitant des résultats expérimentaux.
- CH1.2.11** Interpréter l'influence de la concentration de l'un des réactifs et/ou de la température sur le nombre de chocs efficaces par unité de temps.

Travaux pratiques

- TP-CH2** Suivi temporel d'une réaction chimique par mesure de la conductance.

Compétence ciblée

- CC5** Transformations rapides et transformations lentes d'un système chimique. Contrôler la vitesse de réaction en agissant sur les facteurs cinétiques, pour accélérer la synthèse d'une espèce chimique, pour éliminer les effets des produits utilisés, ou pour diminuer la vitesse de réaction afin de conserver les produits alimentaires et de les protéger de la corrosion.

1

Suivi temporel d'une transformation chimique

Cadre de référence : CH1.2.1, CH1.2.3, CH1.2.4 — TP-CH2

Suivre l'évolution d'une transformation chimique, c'est connaître sa composition à chaque instant. Les méthodes de suivi sont :

- **méthodes physiques** : conductimétrie, mesure de la pression ou du volume, mesure du pH ;
- **méthode chimique** : dosage.

2

Vitesse de réaction et temps de demi-réaction

Cadre de référence : CH1.2.5 à CH1.2.10

Vitesse volumique de réaction

Cadre de référence : CH1.2.5

La vitesse volumique de réaction v est définie par :

$$v = \frac{1}{V} \frac{dx}{dt}$$

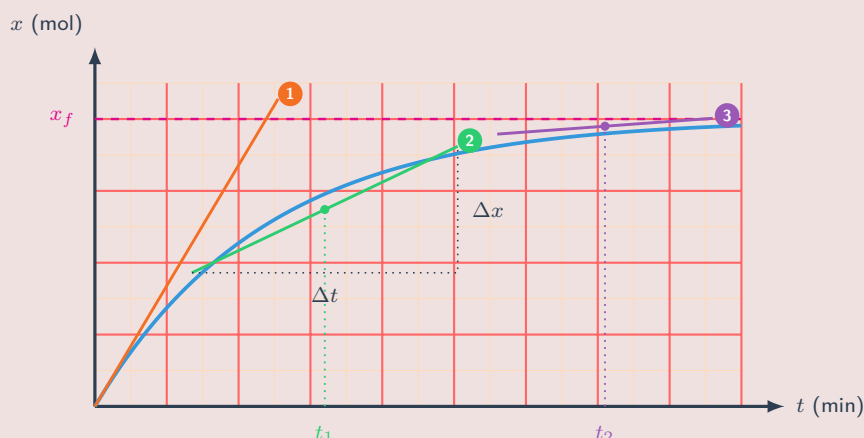
avec :

- v : vitesse volumique en $\text{mol m}^{-3} \text{s}^{-1}$;
- V : volume total de la solution en m^3 ;
- dx : variation de l'avancement en mol ;
- dt : variation du temps en s.

Détermination graphique de la vitesse

Cadre de référence : CH1.2.8

Pour déterminer la vitesse volumique de la réaction à un instant t , on calcule le coefficient directeur $\Delta x / \Delta t$ de la tangente à la courbe $x = f(t)$ à cet instant, puis on le divise par le volume total V .



1 tangente à l'origine : vitesse maximale — 2 tangente en t_1 : $v = \frac{1}{V} \cdot \frac{\Delta x}{\Delta t}$ — 3 tangente en t_2 : vitesse presque nulle

La pente diminue au cours du temps : la **vitesse volumique décroît**, car les concentrations des réactifs diminuent. Elle est maximale à $t = 0$ et tend vers zéro quand le système atteint son état final.

Temps de demi-réaction

Cadre de référence : CH1.2.9, CH1.2.10

Le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ est le temps nécessaire pour que l'avancement de la réaction soit égal à la moitié de sa valeur finale :

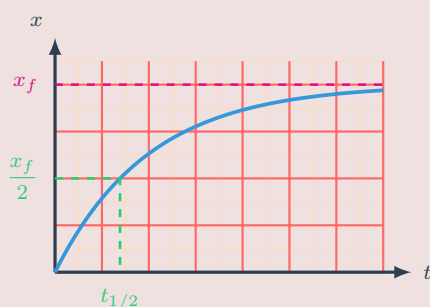
$$x(t_{1/2}) = \frac{x_f}{2}$$

Remarque : si la transformation est totale, alors $x_f = x_{\max}$.

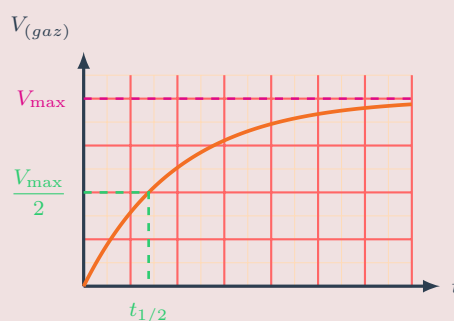
Généralement, la vitesse de la réaction diminue au cours du temps car les concentrations des réactifs diminuent.

Lecture graphique. On repère l'ordonnée $x_f/2$, on rejoint la courbe, puis on redescend sur

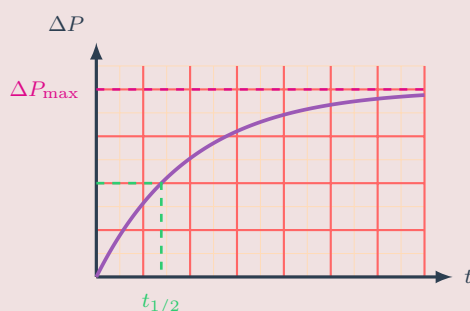
l'axe des temps. La même construction se fait sur *n'importe quelle* grandeur proportionnelle à l'avancement : il suffit de prendre la moitié de la variation totale de cette grandeur.



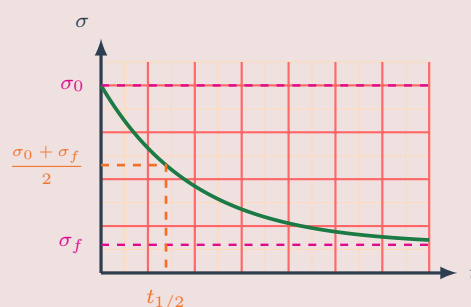
À partir de l'avancement x



À partir du volume de gaz dégagé



À partir de la pression du gaz



À partir de la conductivité (grandeur décroissante)

Attention au dernier cas : lorsque la grandeur suivie *décroît*, on ne prend pas sa moitié, mais la valeur **à mi-chemin** entre sa valeur initiale et sa valeur finale.

Autres expressions de la vitesse de réaction

Cadre de référence : CH1.2.3

On peut aussi exprimer la vitesse de réaction en fonction :

— de la concentration d'un ion formé :

$$v = \frac{1}{a} \frac{d[\text{ion}]}{dt}$$

— du volume du gaz formé :

$$v = \frac{1}{a V V_m} \frac{dV_{(\text{gaz})}}{dt}$$

— de la pression du gaz formé :

$$v = \frac{x_{\max}}{V \Delta P_{\max}} \frac{d(\Delta P)}{dt}$$

— de la conductivité σ :

$$v = \frac{x_{\max}}{V \sigma_{\max}} \frac{d\sigma}{dt}$$

a est le coefficient stœchiométrique de l'espèce chimique suivie.

3

Vitesse de réaction et facteurs cinétiques

Cadre de référence : CH1.2.6, CH1.2.7, CH1.2.11

Influence de la température : plus la température est élevée, plus les collisions sont nombreuses, et plus la réaction est rapide.

Influence de la concentration initiale des réactifs : plus les concentrations initiales des

réactifs sont élevées, plus les collisions sont nombreuses, et plus la réaction est rapide.