

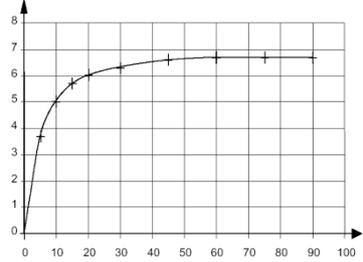
Transformations lentes et rapides

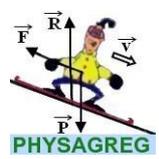
| Points de cours | Explications ou utilisations |
|--|--|
| <p>Demi-équations électroniques d'oxydoréduction :</p> <ul style="list-style-type: none"> $Ox + n \times e = red$ $Red = ox + n \times e$ | <ul style="list-style-type: none"> Un oxydant est réduit (il subit une réduction) pour donner un réducteur. Un réducteur est oxydé (il subit une oxydation : OPEL, Oxydation Perte Electrons) pour donner un oxydant |
| <p>Les facteurs cinétiques sont les paramètres qui peuvent influencer la vitesse d'une réaction : température, concentration des réactifs, présence d'un catalyseur.</p> | <p>Une trempe consiste à diluer le milieu réactionnel par une grande quantité d'eau glacée : on diminue la température et la concentration des réactifs, on joue donc sur deux facteurs cinétiques pour « stopper » la réaction.</p> |

Spectrophotométrie

| Points de cours | Explications ou utilisations |
|--|--|
| <ul style="list-style-type: none"> Un spectrophotomètre permet de mesurer l'absorbance d'une solution colorée pour une longueur d'onde donnée. L'absorbance est proportionnelle à la concentration de la solution selon la loi de Beer-Lambert : $A(\lambda) = \epsilon(\lambda) \times l \times c = k \times c$ | <p>2 utilisations courantes de cet appareil qui mesurent l'absorbance :</p> <ul style="list-style-type: none"> On trace une courbe d'étalonnage $A=f(c)$ (droite car proportionnalité) avec des solutions de concentration différentes de la même espèce, on peut alors trouver à l'aide de cette courbe la concentration d'une solution inconnue. On peut suivre directement dans une cuve de spectrophotomètre l'évolution d'une réaction chimique qui créerait ou consommerait une espèce colorée. |

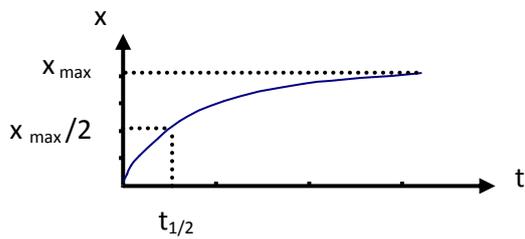
Cinétique

| Points de cours | Explications ou utilisations |
|---|---|
| <ul style="list-style-type: none"> La vitesse d'une réaction chimique diminue au cours du temps, car au fur et à mesure, la concentration des réactifs diminue, ceux-ci étant consommés. La vitesse volumique de réaction se calcule grâce à la formule : $v = \frac{1}{V} \times \frac{dx}{dt}$ <p>avec x l'avancement de la réaction. Elle s'exprime en $\text{mol} \cdot \text{s}^{-1} \cdot \text{m}^{-3}$.</p> | <ul style="list-style-type: none"> On peut expliquer l'évolution de la vitesse à partir de la courbe $x=f(t)$:  <p>La vitesse est proportionnelle à dx/dt qui correspond au coefficient directeur de la courbe $x=f(t)$</p> <p>En traçant les tangentes à la courbe $x=f(t)$ à différents instants, on se rend compte que leur coefficient directeur diminue.</p> |



- Le **temps de demi-réaction** est égal au temps pour que l'avancement parvienne à la moitié de sa valeur finale :

$$\text{A } t=t_{1/2}, x(t_{1/2}) = x_f/2 \text{ ou } x(t_{1/2}) = x_{\max}/2$$



- On peut obtenir à partir de cette formule l'expression de la vitesse en fonction de la concentration d'un réactif ou en fonction de la concentration d'un produit. En effet, à l'aide d'un tableau d'avancement, on relie x à la quantité de matière d'un réactif ou d'un produit. Le facteur 1/V dans l'expression de la vitesse nous donne accès aux concentrations.

On aura :

$$\text{Pour un réactif, } v \propto -\frac{d[\text{réactif}]}{dt}$$

$$\text{Pour un produit, } v \propto \frac{d[\text{produit}]}{dt}$$

(% signifie proportionnel)