

Soit la réaction $R \rightarrow P_1 + P_2$

Vitesse de disparition de R :

$$v(t) = -\frac{d[R]}{dt}(t)$$

LOI DE VITESSE D'ORDRE 1

Définition : La vitesse de disparition est proportionnelle à la concentration :

$$v = k \times [R](t)$$

CONSEQUENCE 1

Équation différentielle :

$$-\frac{d[R]}{dt} = k \times [R]$$

$$0 = \frac{d[R]}{dt} + k \times [R]$$

On obtient une équation différentielle de la forme

$$\text{« } y' + ay = 0 \text{ »}$$

dont la solution se met sous la forme

$$\text{« } y = Cte \times e^{-ax} \text{ »}$$

$$0 = \frac{d[R]}{dt} + k \times [R]$$



Solution générale

$$[R](t) = Cte \times e^{-kt}$$

$$\text{Avec } Cte = [R](0) = [R]_0$$

$$[R](t) = [R]_0 \times e^{-kt}$$

CONSEQUENCE 2

$$[R](t) = [R]_0 \times e^{-kt}$$



$$\ln([R](t)) = \ln([R]_0 \times e^{-kt})$$

$$\ln([R](t)) = \ln([R]_0) + \ln(e^{-kt})$$

$$\ln([R](t)) = \ln([R]_0) - kt$$

CONSEQUENCE 3

Le temps de demi-réaction noté $t_{1/2}$:

Durée au bout de laquelle la concentration a diminué de moitié

$$[R] = [R]_0 \times e^{-kt}$$



$$\frac{[R]_0}{2} = [R]_0 \times e^{-kt_{1/2}}$$

$$\frac{1}{2} = e^{-kt_{1/2}}$$

$$\ln\left(\frac{1}{2}\right) = \ln(e^{-kt_{1/2}})$$

$$-\ln 2 = -kt_{1/2}$$

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$$

Variation de la vitesse de disparition du réactif en fonction du temps	Variation (= « loi d'évolution ») de la concentration du réactif en fonction du temps	Variation du logarithme népérien de la concentration du réactif en fonction du temps
$v_{disp} = k \times [R]$	$[R] = [R]_0 \times e^{-kt}$	$\ln([R]) = \ln([R]_0) - kt$
Fonction linéaire	Fonction exponentielle décroissante	Fonction affine
		