Correction activité S1.7 : cinétique III – suivi cinétique

activité 7.1 Iodation de la propanone

1°) Dans le cas d'une dégénérescence de l'ordre par rapport à P et à H_3O^+, on suppose que $[H_3O^+]$ et [P] sont constantes, donc on définit : $\mathbf{k' = k\ [P]_0^p\ [H_3O^+]_0^q}$. Ensuite on exprime l'équation cinétique : $\mathbf{v = k' = -\dfrac{d[I_2]}{dt}}$ et la solution de cette équation différentielle est :

$$\mathbf{[I_2] = [I_2]_0 - k' \times t} \quad \text{fonction affine de type } \mathbf{[I_2] = f(t)}$$

2°) Le diiode absorbant dans le visible, la loi de Beer-Lambert s'écrit :

$$\mathbf{A = \varepsilon(I_2) \times l \times [I_2] \text{ avec } A_0 = \varepsilon(I_2) \times l \times [I_2]_0}$$

$$\mathbf{A = \varepsilon(I_2) \times l \times [I_2]_0 - \varepsilon(I_2) \times l \times k' \times t} \Rightarrow \boldsymbol{A = A_0 - \frac{A_0 \times k'}{[I_2]_0} \times t} \mathbf{\ = y_0 + (pente) \times t}$$

3°) $\mathbf{y_0 = A_0}$ et la pente vaut $\boldsymbol{-\dfrac{A_0 \times k'}{[I_2]_0}}$ $\Rightarrow \mathbf{k' = -\dfrac{pente \times [I_2]_0}{A_0}}$

activité 7.2 Cinétiques d'hydrolyse du 2-clhoro-2-méthylpropane

1°) On a une équation cinétique d'ordre 1 (RCl) ; $v = -\dfrac{d[RCl]}{dt} = k[RCl]$, ici on fait l'hypothèse que le réactif H_2O est en large excès et que sa concentration est constante.

– la solution a une forme exponentielle : $[RCl] = [RCl]_0 \times e^{-kt}$ ou $C = C_0 \times e^{-kt}$

– la relation affine que l'on doit normalement vérifier est : $\Rightarrow \ln(C) = \ln(C_0) - k \times t$

2°) $\sigma(t) = \{\lambda°(H_3O^+) + \lambda°(Cl^-)\} \times (C_0 - C)$

et $\sigma_\infty = \{\lambda°(H_3O^+) + \lambda°(Cl^-)\} \times C_0$

donc $\sigma_\infty - \sigma(t) = \{\lambda°(H_3O^+) + \lambda°(Cl^-)\} \times C$

cela revient à étudier la relation :

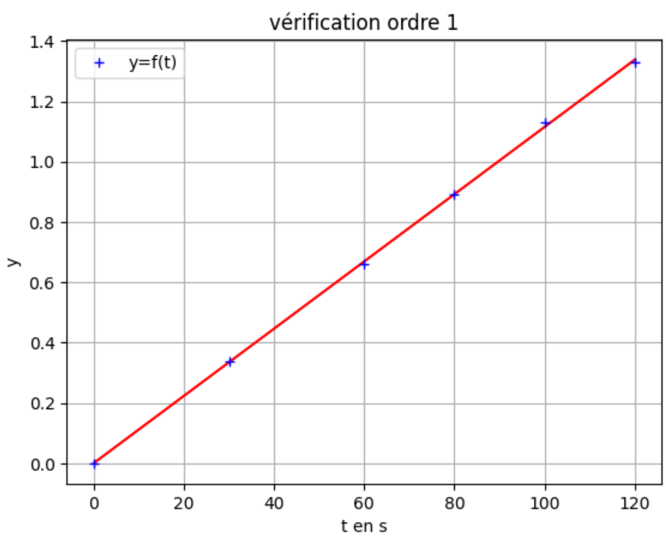
$$\ln\left(\frac{C_0}{C}\right) = \ln\left(\frac{\dfrac{\sigma_\infty}{\lambda(H_3O^+) + \lambda(Cl^-)}}{\dfrac{\sigma_\infty - \sigma}{\lambda(H_3O^+) + \lambda(Cl^-)}}\right)$$

$$y = \ln\left(\frac{\sigma_\infty}{\sigma_\infty - \sigma}\right) = k \times t$$

3°) On peut tracer y = f(t) et vérifier que les points sont alignés.

C'est le cas, la réaction est d'ordre 1 :

$k = \text{pente} = 1{,}11.10^{-2}\ s^{-1}$




```
pente =  1.11e-02 /s   y_0 =  0.00
k_moy = 1.1168e-02  avec u(k_moy) =  6.4e-05 par calcul direct
```

activité 7.3 Décomposition de l'éthylamine en phase gazeuse

1°) On note l'éthylamine E, il faut trouver la relation entre P(E), P_T et P_0, on utilise un tableau d'avancement :

	$C_2H_5NH_{2\,(g)}$	$= NH_{3\,(g)}$	$+ C_2H_{4\,(g)}$	n_T(gaz)
EI en mol	n_0	0	0	n_0
À t	$n(E) = n_0 - \xi$	ξ	ξ	$n_T(gaz) = n_0 + \xi$
EF en mol	0	n_0	n_0	$2\ n_0$

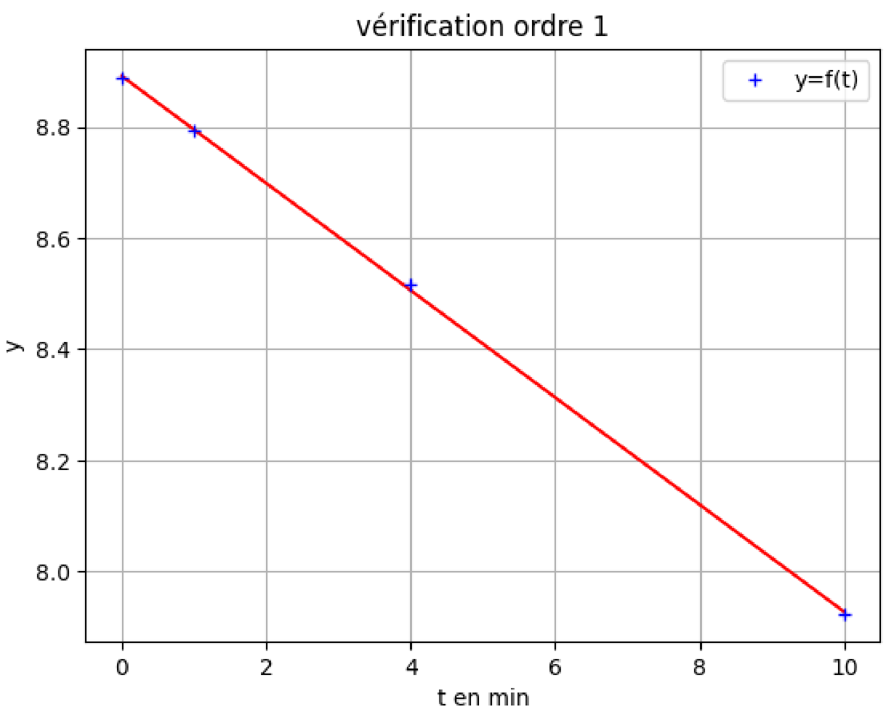
=> $n(E) + n_T(gaz) = n_0 - \xi + n_0 + \xi = 2\ n_0$ et $P(E) + P_T = 2\ P_0$ donc $P(E) = 2\ P_0 - P_T$

2°) Pour un ordre 1 : $v = -\frac{d[E]}{dt} = k \times [E]$

Or d'après la loi des GP : $[E] = \frac{n(E)}{V(gaz)} = \frac{P(E)}{R \times T}$ et $P(E) = x(E) \times P_T = \frac{n(E)}{n_T(gaz)} \times P_T$

Donc $\frac{d(P(E))}{dt} = -k \times P(E)$ => $\Rightarrow \ln(P(E)) = \ln(P_0) - k \times t$ avec $P_0 = (P_T)_0 = P(E)_0 = 7240$ Pa

Il faut donc tracer : $\Rightarrow \ln(2\,P_0 - P_T) = f(t)$ et vérifier que les points sont alignés.




```
pente =  -9.64e-02 /min   y_0 =  8.89
k_moy = 9.49e-02  avec u(k_moy) =  1.2e-03 par calcul direct
```

3°) La constante de vitesse de cette réaction est égale à l'opposé de la pente de la fonction précédente, soit $k = 9{,}6.10^{-2}\ min^{-1}$