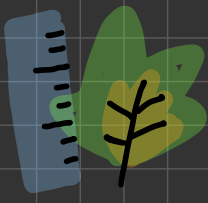


Plus De  
Bonnes  
Notes



Dimanche 27 février 2022.

Tb: Spé Physique-Chimie: Cinétique

### EXO n°3 (suite):

	$[A_{H_2}] \text{ mol.L}^{-1}$ $T = 293$	$[A_{H_2}] \text{ mol.L}^{-1}$ $T = 298$	$[A_{H_2}] \text{ mol.L}^{-1}$ $T = 303$
$t = 0 \text{ s}$	0,1000	0,1000	0,1000
$t = 5 \text{ s}$	0,0926	0,0906	0,0898
$v_{\text{mol.L}^{-1}.s^{-1}}$	$1,48 \times 10^{-3}$	$1,88 \times 10^{-3}$	$2,04 \times 10^{-3}$

293 K

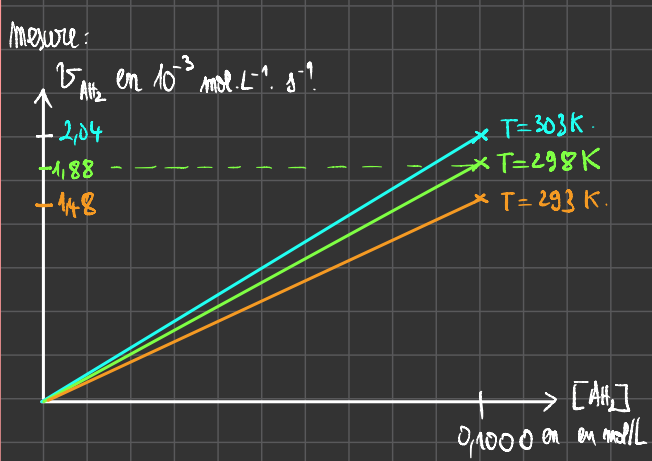
$$v_{A_{H_2}}(t=0 \rightarrow t=5 \text{ s}) = \frac{[A_{H_2}](t=5) - [A_{H_2}](t=0)}{(t=5) - (t=0)}$$

$$= \frac{0,0926 - 0,1000}{5 - 0} = 1,48 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.s^{-1}$$

La température est bien un facteur cinétique. Plus elle augmente, plus la vitesse volumique de disparition de  $A_{H_2}$  est élevée (cf tableau).

3. Nous savons que la réaction suit une loi d'ordre 1.

Cela signifie que la vitesse volumique de disparition de  $A_{H_2}$  est proportionnelle à  $[A_{H_2}]$ . Ainsi, pour tracer le graphique, on ne prendra qu'une seule mesure:



4. On sait que la constante de vitesse est le coefficient directeur des droites tracées.

$$v_x(t) = k_x [X](t)$$

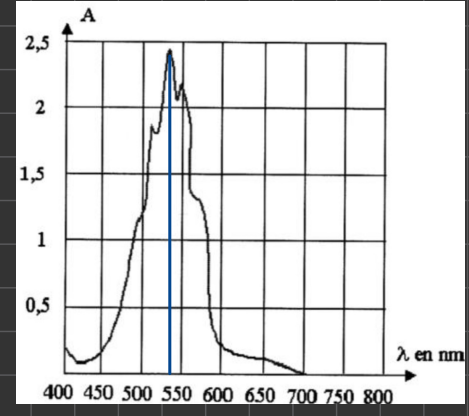
$$k_{293} = \frac{1,48 \times 10^{-3}}{0,1000} = 0,0148 \text{ s}^{-1}$$

$$k_{298} = \frac{1,88 \times 10^{-3}}{0,1000} = 0,0188 \text{ s}^{-1}$$

$$k_{303} = \frac{2,04 \times 10^{-3}}{0,1000} = 0,0204 \text{ s}^{-1}$$

Plus la température est élevée, plus les constantes de réaction sont élevées.

### TYPE BAC n°4



2.1. On doit régler le spectrophotomètre sur la longueur d'onde pour laquelle l'absorbance est maximale. Pour lecture graphique,  $\lambda_{\text{max}} = 530 \text{ nm}$ .

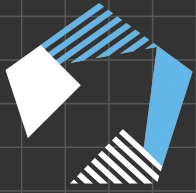
2.2. D'après le cercle, il s'agit du magenta.

3.1. Loi de Beer-Lambert:

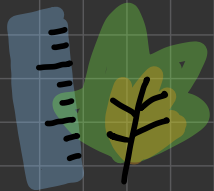
$$A = \epsilon \times l \times c$$

A: Absorbance sans unité;

$\epsilon$ : coefficient d'extinction molaire  $L. \text{mol}^{-1}. \text{cm}^{-1}$ .



Plus De  
Bonnes  
Notes



$l$ : longueur de la cuve en cm.

$C$ : concentration de l'espèce chimique colorée en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Conditions de validité: \*  $C$  doit être faible  $< 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$   
\* espèce chimique colorée.

3.2.  $\text{I}^{\ominus}$  ion responsable de la coloration est  $\text{I}_3\text{O}_4^{\ominus}$ .

C'est un réactif dont la concentration diminue au cours du temps. En conséquence  $A$  diminue au cours du temps.

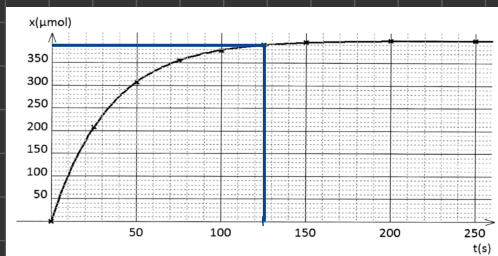
$$3.3. m_0 = [I_3O_4^{\ominus}] \times V_{\text{sol}} = C_1 \times V_1$$

$$m_0 = 1,0 \times 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$3.4. x(t=125) = 5,0 \times 10^{-4} \times \left(1 - \frac{A(t=125)}{A_0}\right)$$

$$= 5,0 \times 10^{-4} \times \left(1 - \frac{0,53}{2,40}\right)$$

$$= 3,9 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$



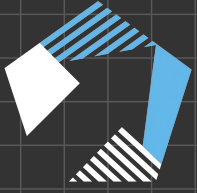
$$x(t=125) = 390 \text{ } \mu\text{mol} = 390 \times 10^{-6} \text{ mol.}$$

$$= 3,90 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

$$3.5. [A]_f = 0,5 > 0$$

$$\Rightarrow [I_3O_4^{\ominus}]_f > 0.$$

Le réactif limitant est donc l'alcool.



Plus De  
Bonne  
Notes

