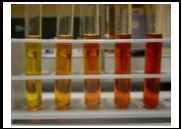


TP Chim
n° 3

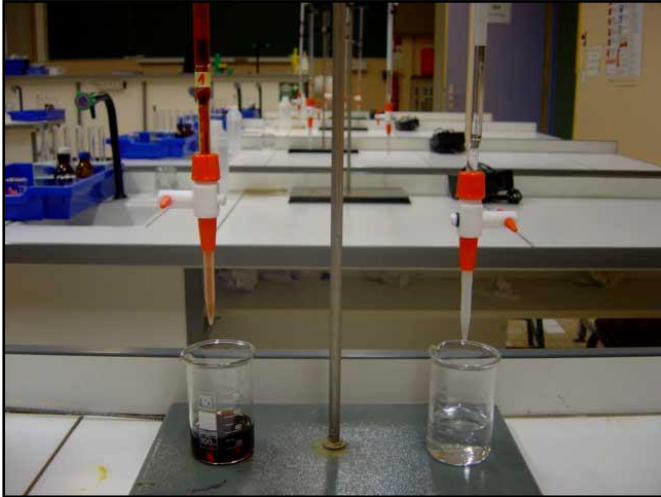
Suivi temporel d'une transformation par spectrophotométrie - Correction



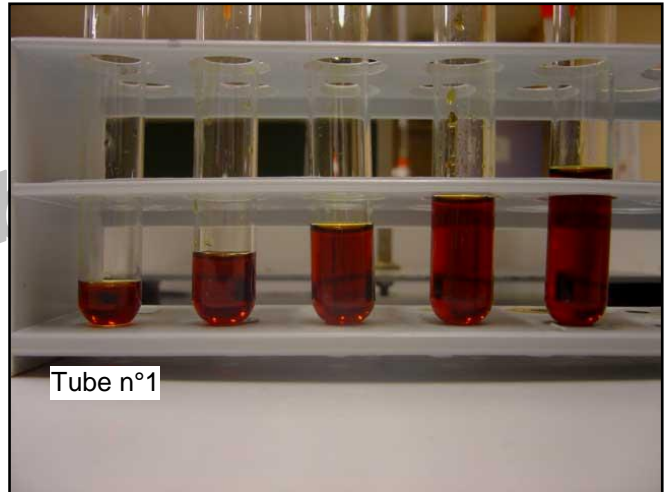
I. PRINCIPE

II. COURBE D'ETALONNAGE

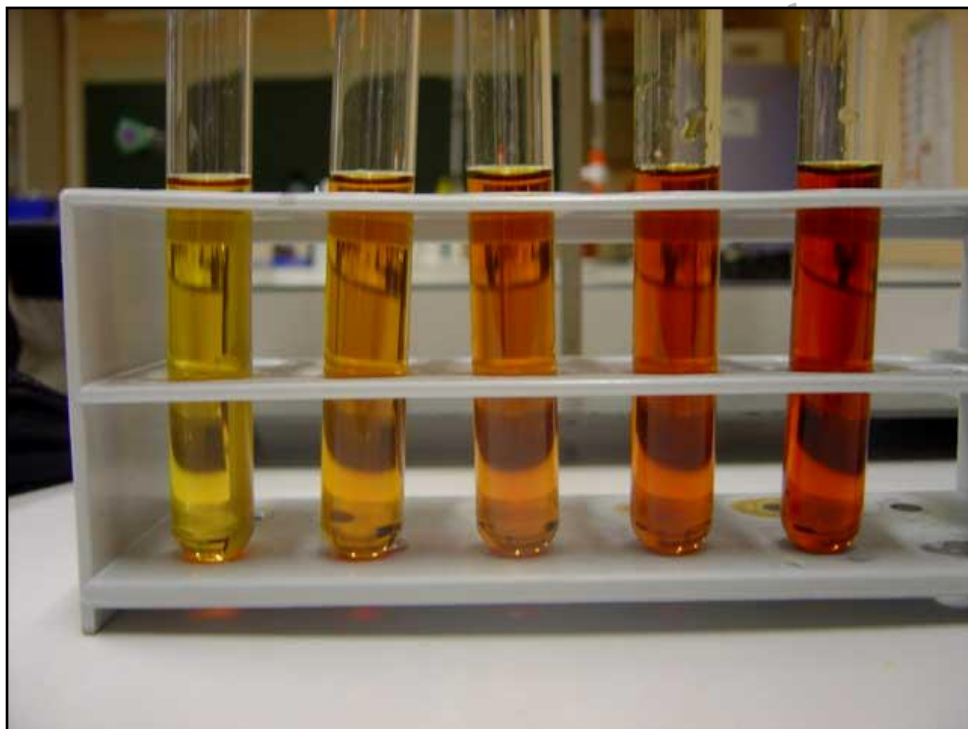
1) Echelle de teinte



Préparation des deux burettes graduées contenant la solution mère en diode $[I_2]_0 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ avec et l'eau distillée.



Volumes de la solution mère en diode dans les tubes 1 à 5



Echelle de teinte

Solution mère S_0 : $[I_2]_0 = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
 $V_0 = \dots \text{ mL}$

Solution fille S_i : $[I_2]_i = ? \text{ mol.L}^{-1}$
 $V_i = 10,0 \text{ mL}$ ($V_i = V_0 + V_{\text{eau}}$)

Au cours de la dilution, la quantité de diode est conservée: $n_0(I_2) = n_i(I_2)$

Donc: $[I_2]_0 \cdot V_0 = [I_2]_i \cdot V_i$
 $\Leftrightarrow [I_2] = \frac{[I_2]_0 \times V_0}{V_i} = \frac{2,0 \cdot 10^{-2} \times V_0}{10} = 2,0 \cdot 10^{-3} \times V_0$ **en gardant V_0 en mL.**

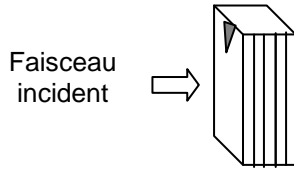
Solution n°	1	2	3	4	5
Volume V_0 solution mère en I_2 (mL)	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0
Volume eau distillée (mL)	9,0	8,0	7,0	6,0	5,0
$[I_2]$ en mol.L ⁻¹	$2,0 \cdot 10^{-3}$	$4,0 \cdot 10^{-3}$	$6,0 \cdot 10^{-3}$	$8,0 \cdot 10^{-3}$	$10 \cdot 10^{-3}$

2) Courbe d'étalonnage: $A = f([I_2])$

a) Tableau complété et graphe:



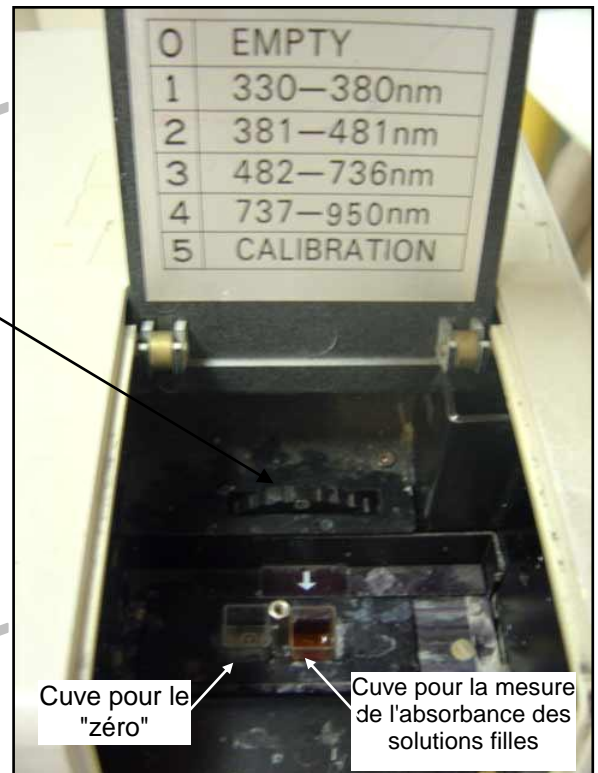
cuve



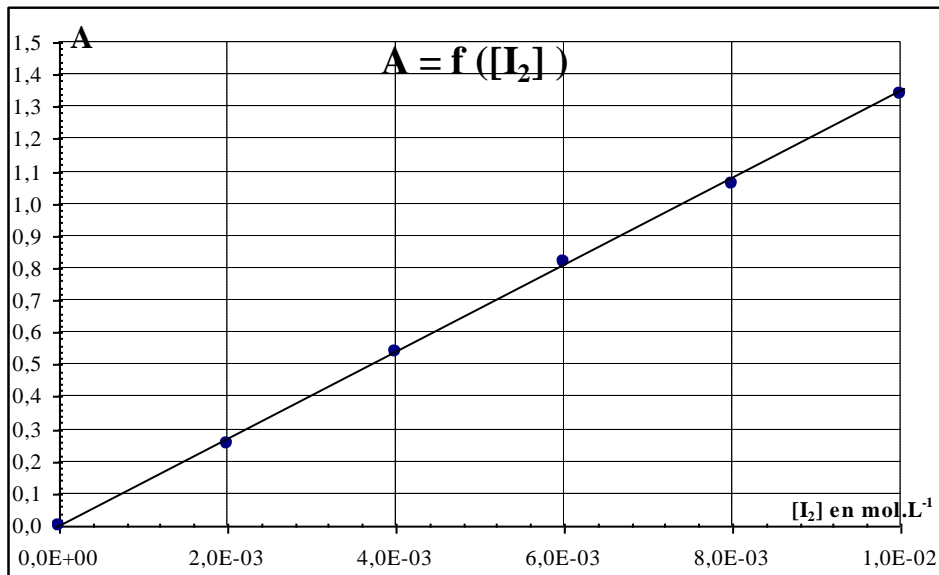
Réglage du bouton de calibration sur la zone 3



Réalisation du "zéro": l'absorbance est nulle.



Solution n°	1	2	3	4	5
$[I_2]$ en mol.L ⁻¹	$2,0 \cdot 10^{-3}$	$4,0 \cdot 10^{-3}$	$6,0 \cdot 10^{-3}$	$8,0 \cdot 10^{-3}$	$10,0 \cdot 10^{-3}$
A	0.256	0.542	0.818	1.060	1.340



b) Le graphe est une droite qui passe par l'origine. L'absorbance est donc proportionnelle à la concentration en diiode (Loi de Beer – Lambert).

Entre les points (0; 0) et (10,0 × 10⁻³; 1,34) le coefficient directeur de la droite est:

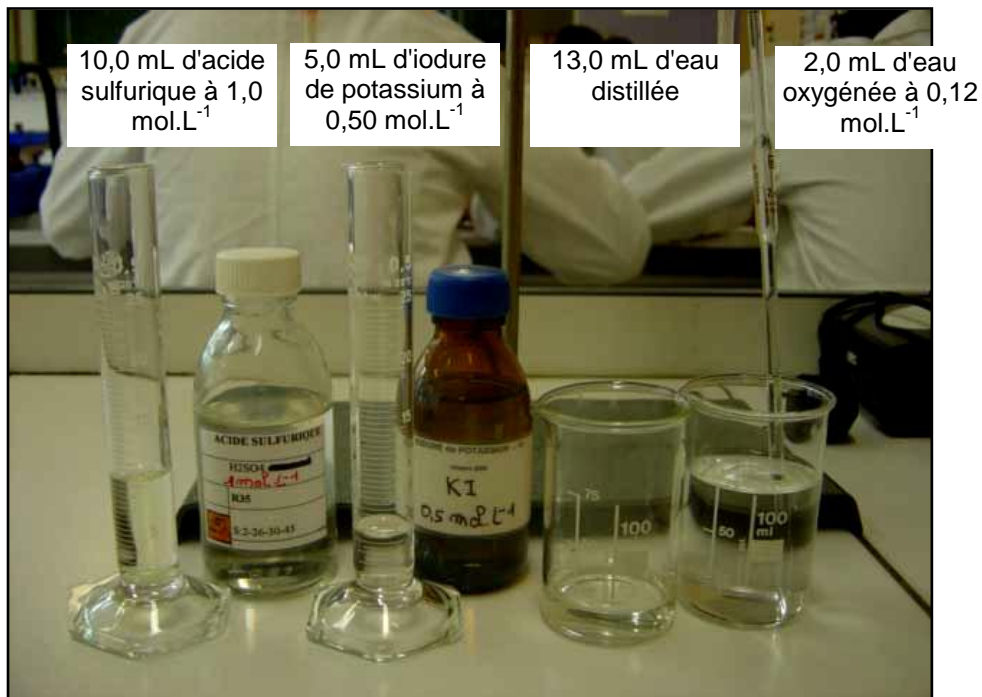
$$k = (1,34 - 0) / (10 \times 10^{-3} - 0,0) = 1,3 \times 10^2 \text{ L.mol}^{-1}$$

L'équation du graphe est alors:

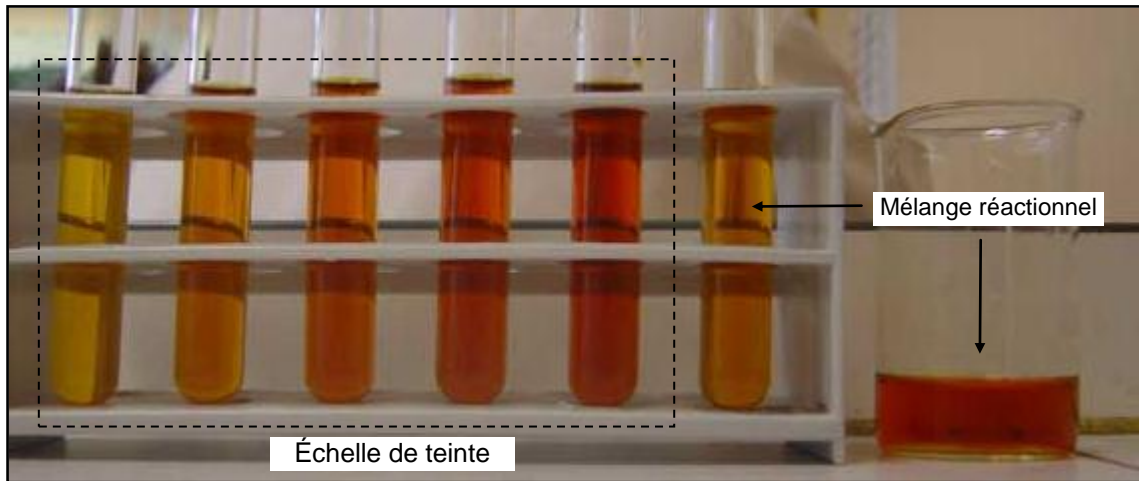
$$A = 1,3 \times 10^2 [I_2] \quad \text{avec } [I_2] \text{ en mol.L}^{-1}$$

III. SUIVI TEMPOREL DE LA REACTION ETUDIEE

1) Expérience

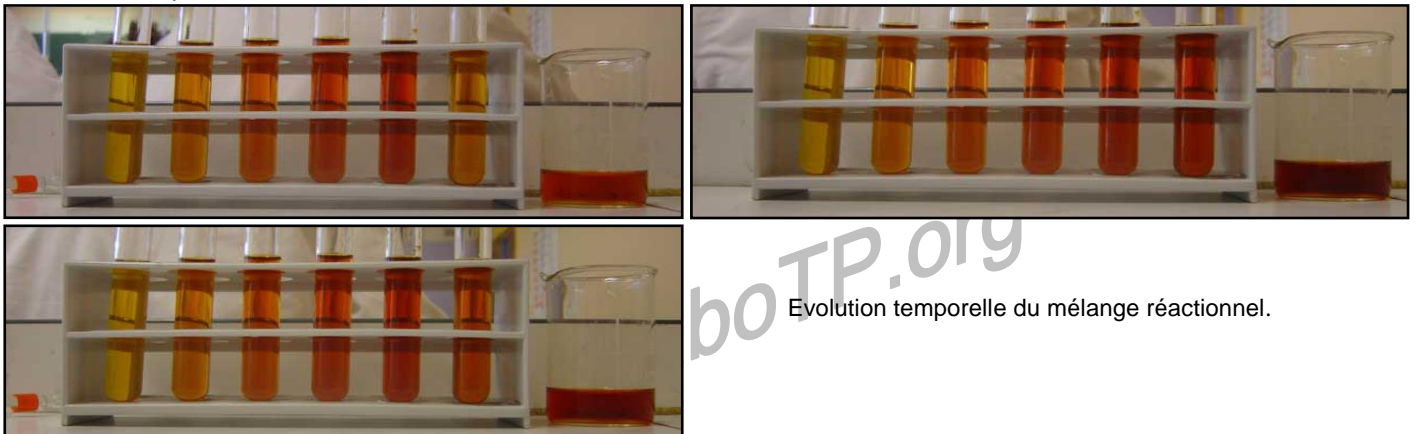


Remarque: les mesures sont réalisées avec une pipette graduée !! Pour les besoins de la photo les volumes ont été placés dans des éprouvettes graduées.....



• On peut suivre l'évolution temporelle de la transformation à partir de l'échelle de teinte et estimer la concentration en comparant la couleur du tube à essais contenant le mélange réactionnel à ceux de l'échelle de teinte.

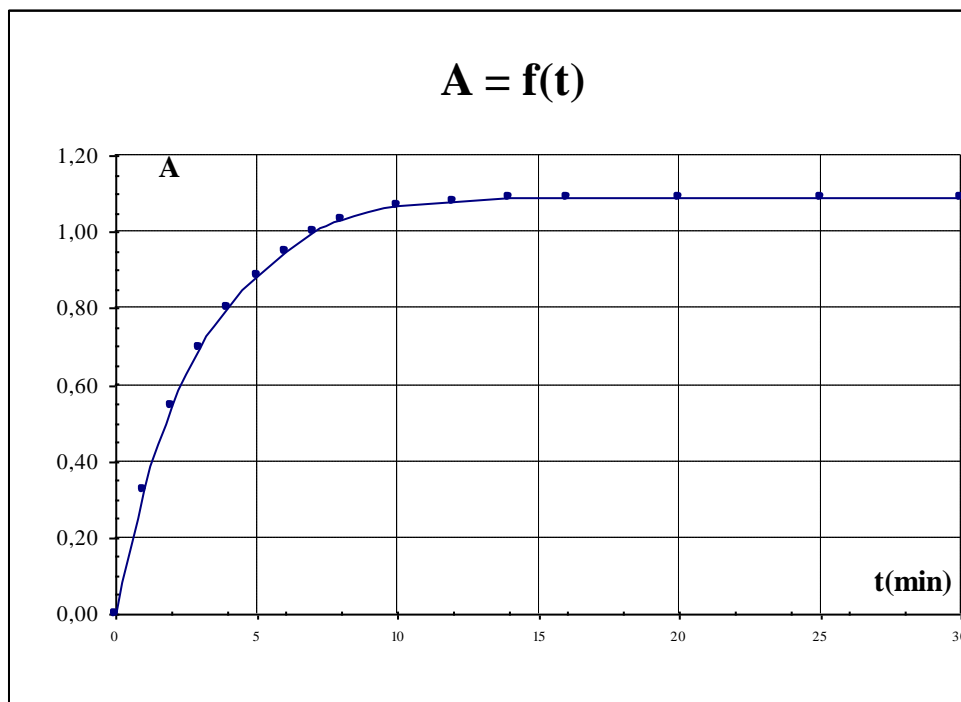
• Pour le mélange réactionnel, on peut remarquer que la couleur observée dépend de l'épaisseur de la solution colorée: dans le bécher la couleur semble plus foncée que dans le tube à essais alors qu'il s'agit de la même solution. Pour suivre l'évolution temporelle du mélange réactionnel avec l'échelle de teinte, il faut placer le mélange réactionnel dans le même tube à essais que ceux de l'échelle de teinte.



Evolution temporelle du mélange réactionnel.

2) Exploitation

a) Voir graphe



Dernière ligne du tableau complétée

t (en min)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	10	12	14	16	20	25
A	0	0,33	0,55	0,70	0,80	0,88	0,93	1,01	1,04	1,06	1,08	1,09	1,09	1,09	1,09

b) Avec la relation: $A = 1,3 \cdot 10^2 \times [I_2]$ il vient : $[I_2] = A / 1,3 \cdot 10^2$
 Expérimentalement $A_{\max} = 1,09$ donc : $[I_2]_{\max, \text{exp}} = 1,09 / 1,3 \cdot 10^2 = 8,1 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

c) Tableau d'avancement de la réaction (1):

	$H_2O_2 (aq)$	+	$2 I^- (aq)$	+	$2 H^+ (aq)$	=	$I_2 (aq)$	+	$2 H_2O (l)$
EI	$n_0(H_2O_2)$		$n_0(I^-)$		excès		0		excès
En cours	$n_0(H_2O_2) - x$		$n_0(I^-) - 2x$		excès		x		excès
EF	$n_0(H_2O_2) - x_{\max}$		$n_0(I^-) - 2x_{\max}$		excès		x_{\max}		excès

d) Réactif limitant:

si H_2O_2 est limitant alors: $n_0(H_2O_2) - x_{\max} = 0 \Leftrightarrow x_{\max} = n_0(H_2O_2) = [H_2O_2] \times V(H_2O_2) = 0,12 \times 2,0 \cdot 10^{-3} = 2,4 \times 10^{-4} \text{ mol}$
 si I^- est limitant alors: $n_0(I^-) - 2x_{\max} = 0 \Leftrightarrow x_{\max} = n_0(I^-) / 2 = [I^-] \times V(KI) / 2 = 0,50 \times 5,0 \cdot 10^{-3} / 2 = 1,25 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Donc H_2O_2 est limitant et $x_{\max} = 2,4 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

e) La valeur théorique de la concentration finale en diiode dans le mélange réactionnel, $[I_2]_{\max, \text{th}}$ est:

$x_{\max} = n_{\max}(I_2) \Leftrightarrow [I_2]_{\max, \text{th}} = x_{\max} / V_{\text{mélange}} = 2,4 \cdot 10^{-4} / 30 \cdot 10^{-3} = 8,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

f) Écart relatif avec la valeur expérimentale: $(8,1 - 8,0) / 8,0 = 1,3 \%$.

g) Pour tout t on a: $x(t) = n_t(I_2)$

La vitesse volumique est définie par: $v = \frac{1}{V} \cdot \frac{dx}{dt} = \frac{1}{V} \cdot \frac{dn(I_2)}{dt}$ or le volume du mélange réactionnel est constant donc:

$$v = \frac{d\left(\frac{n(I_2)}{V}\right)}{dt} = \frac{d[I_2]}{dt} \quad \text{donc} \quad \boxed{v = \frac{d[I_2]}{dt} = \frac{1}{k} \cdot \frac{dA}{dt}}$$

avec $[I_2] = A / k$