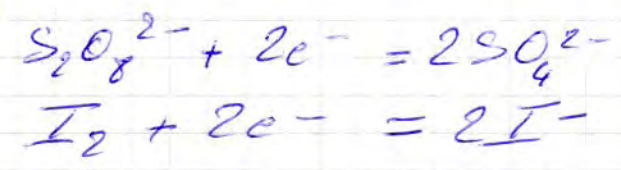
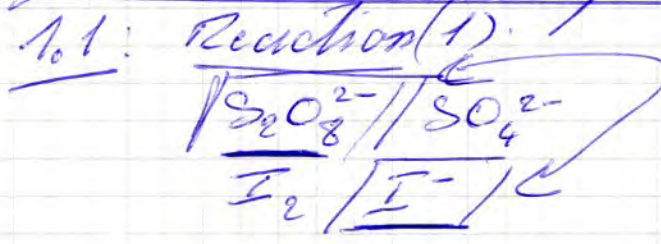
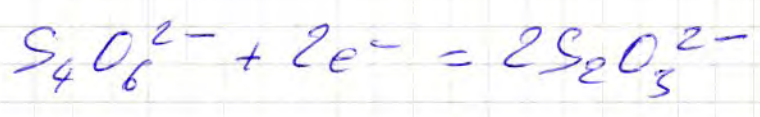
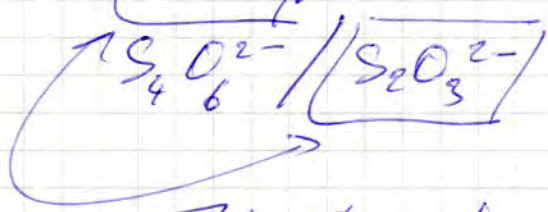
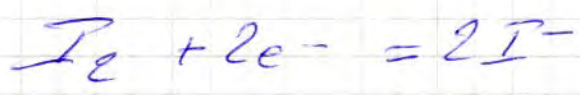
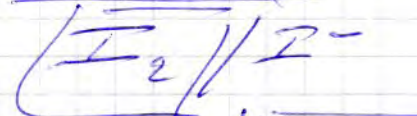


2 Evolution Temporelle d'un systeme chimique



0,25
0,25

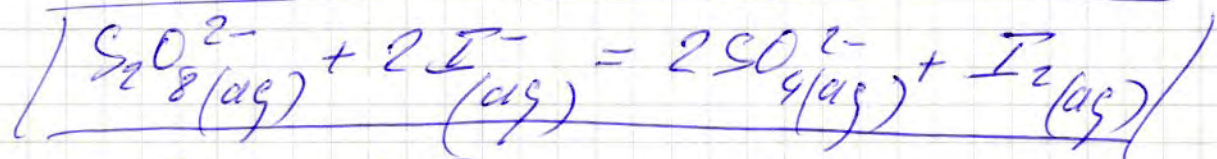
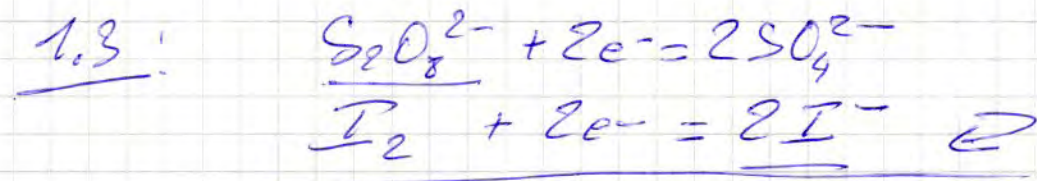
Reaction (2):



0,25

1.2: Reaction (1): $S_2O_8^{2-}$ et I^-

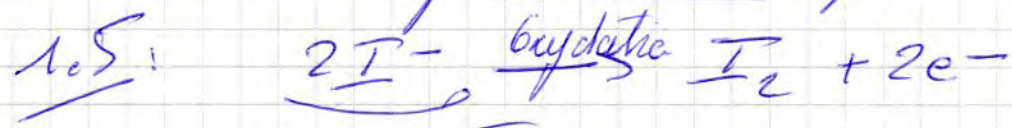
0,25



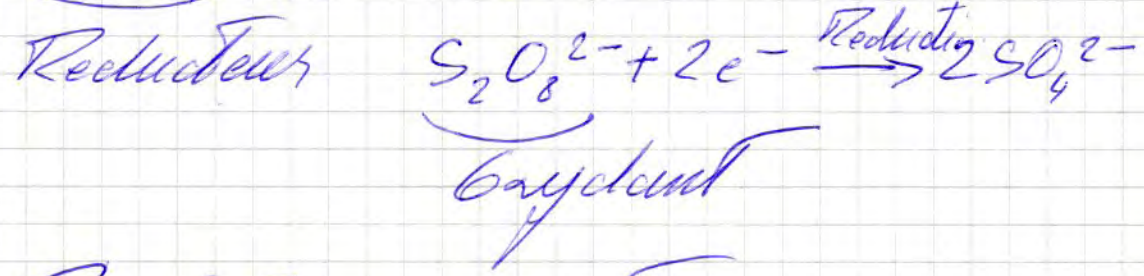
0,25

1.4: Sont spectateurs: potassium (K^+)

0,25



0,25



1.6: Propositions A et C.

0,5

1.7: pipette jaugée de 10,0 mL

0,25

1.8: $n^{\circ}(S_2O_8^{2-}) = C_1 \times V_1$ ($K_2S_2O_8(s) \rightarrow 2K_{09}^+ + S_2O_8^{2-}(aq)$) ②

AN: $n^{\circ}(S_2O_8^{2-}) = 2,00 \cdot 10^{-2} \times 50,0 \cdot 10^{-3}$
 $n^{\circ}(S_2O_8^{2-}) = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

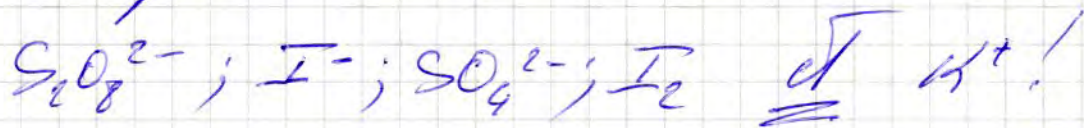
$n^{\circ}(I^-) = C_2 \times V_2$ ($KI(s) \rightarrow K_{09}^+ + I_{09}^-$)

AN: $n^{\circ}(I^-) = 3,00 \cdot 10^{-2} \times 50,0 \cdot 10^{-3}$
 $n^{\circ}(I^-) = 1,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

1.9:

ETats	AV	$S_2O_8^{2-}(aq)$	$2I^-(aq)$	$2SO_4^{2-}(aq)$	$I_2(aq)$
Init.	$x_0 = 0$	$1,00 \cdot 10^{-3}$	$1,50 \cdot 10^{-3}$	0	0
Inter.	$x(t)$	$1,00 \cdot 10^{-3} - x$	$1,50 \cdot 10^{-3} - 2x$	$2x$	x
Final	x_f	$1,00 \cdot 10^{-3} - x_f$	$1,50 \cdot 10^{-3} - 2x_f$	$2x_f$	x_f

1.10: Sont présents à t:



1.11:

$n_{tot}(I_2(aq)) = x$ évolue et teinte le mélange réactionnel de plus en plus en jaune-marron.

1.12:

Dans le texte: la "trempe" stoppe la réaction (1) et donc la production de $I_2(aq)$ à l'instant de leur dosage par réaction (2)

1.13: Réaction (1) totale =>

$$n_{S_2O_8^{2-}}^f = 1,00 \cdot 10^{-3} - x_p = 0$$

$$\Leftrightarrow x_p^f = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

ou/et

$$n_{I^-}^f = 1,50 \cdot 10^{-3} - 2x_p = 0$$

$$\Leftrightarrow x_p^f = \frac{1,50 \cdot 10^{-3}}{2} = 7,50 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Donc $x_{max} = 7,50 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

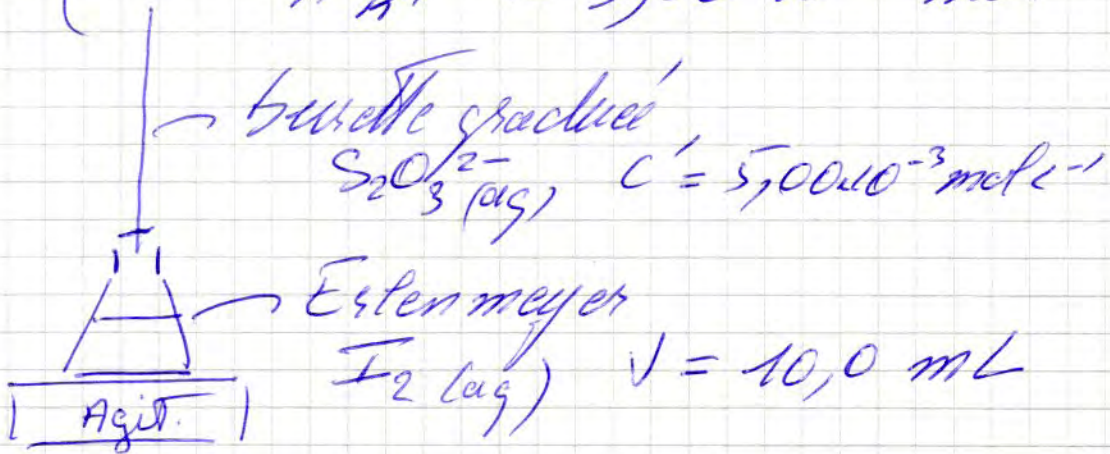
1.14: ET le réactif limitant est I⁻

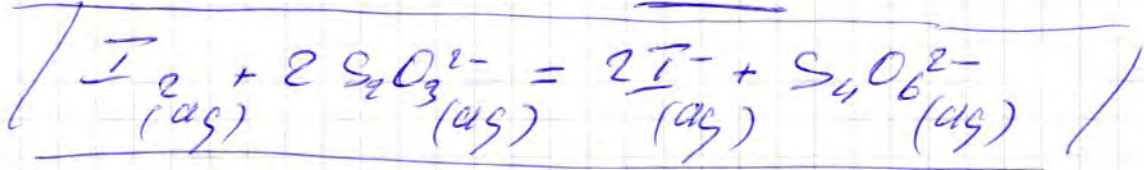
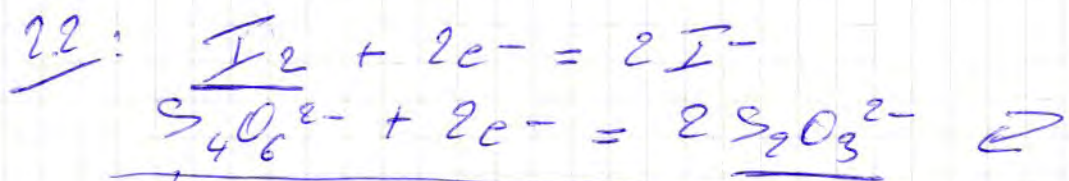
1.15: Etat final: $x_p = x_{max} = 0,750 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$\left\{ \begin{aligned} n_{S_2O_8^{2-}}^f &= 1,00 \cdot 10^{-3} - 0,750 \cdot 10^{-3} \\ &= 0,250 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \\ n_{I^-}^f &= 0 \text{ mol} \\ n_{SO_4^{2-}}^f &= 2x_{max} = 2 \times 0,750 = 1,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \\ n_{I_2}^f &= x_{max} = 0,750 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \end{aligned} \right.$$

$$\left(\begin{aligned} \text{et } n_{K^+} &= \underline{\text{cte}} = 2C_1V_1 + C_2V_2 \\ n_{H^+} &= 3,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \end{aligned} \right)$$

2.1





0,25

2.3:

États	AV	I_2	$2S_2O_3^{2-}$	$= 2I^-$	$+ S_4O_6^{2-}$
Initial	$x^0 = 0$	n_{I_2}	$n_{S_2O_3^{2-}}^{IE} = C'VE'$	$n_{I^-}^0$	0
Inter	$x(t)$	$n_{I_2} - x$	$n_{S_2O_3^{2-}}^{IE} - 2x$	$n_{I^-}^0 + 2x$	x
Final	x_f	$n_{I_2} - x_f$	$n_{S_2O_3^{2-}}^{IE} - 2x_f$	$n_{I^-}^0 + 2x_f$	x_f

0,5

Rq: Il se peut, selon les date du précipitément et donc de l'avancement de la réaction (1), qu'il reste I^- dans l'Érlenmeyer dose.

2.4 A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stoechiométriques

0,25

2.5: En conséquence et par réaction totale:

$n_{I_2} - x_f = 0 = n_{S_2O_3^{2-}}^{IE} - 2x_f$

$\Rightarrow x_f = n_{I_2}$ et $n_{I_2} = \frac{n_{S_2O_3^{2-}}^{IE}}{2}$

0,25

2.6: $n_{tot}(I_2) = 10 \times n_{I_2}$

$n_{tot}(I_2) = \frac{10}{2} n_{S_2O_3^{2-}}^{IE} = 5 C'VE'$

0,5

2.7 Sont présents à l'équivalence: I^- ; $S_4O_6^{2-}$;

$\left\{ \begin{array}{l} \text{S}_2\text{O}_8^{2-} \text{ restant non consommés par (1)} \\ \text{SO}_4^{2-} \text{ formés lors de (1)} \\ \text{et } \text{K}^+ \text{ spectateurs} \end{array} \right.$

⑤

IONS TOUTS INCOLORES

A l'équivalence, le mélange réactionnel (2) est incolore et peut être légèrement décoloré par l'empois d'amidon

0,5

2.8:

t (min)	2	5	10	20	30	40	50	60
$n_{\text{tot}} \text{I}_2$ (10^{-3} mol)	$5,00 \times 10^{-2}$	$1,50 \times 10^{-1}$	$2,40 \times 10^{-1}$	$3,50 \times 10^{-1}$	$4,30 \times 10^{-1}$	$5,00 \times 10^{-1}$	$5,50 \times 10^{-1}$	$0,590$
(= 50 V'E)								

0,75

3.1: $\left| n_{\text{tot}}(\text{I}_2) = \alpha(t) \right|$

0,25

3.2: Voir millimètre

0,75

3.3: Voir millimètre

0,5

3.4: Selon le graphique, les pentes " $d\alpha$ " des tangentes diminue et donc dV diminue (à V_{tot} est).

0,25

3.5: La "densité des réactifs" (ions I^- et $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) diminue au cours de la transformation (1). Les "chocs efficaces" qui font avancer la réaction sont de moins en moins nombreux. La vitesse V de la réaction diminue.

0,25

3.6 Car $x(40 \text{ min}) = 0,500 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$\neq x_{\text{max}} = 0,750 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

ou Graphiquement: On voit que la
pente $\frac{dx}{dt} \Big|_{t=40 \text{ min}} \neq 0$ --- "v non nulle
et la réaction
avance ---!"

3.7: Si $x_f = x_{\text{max}}$

$x_{1/2} = \frac{x_{\text{max}}}{2} = 0,375 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

3.8: Par lecture graphique: $t_{1/2} \approx 23 \text{ min}$

3.9: $t_{1/2}$ donne le caractère plus ou moins
rapide d'une transformation entre
 I^- et $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ aux concentrations
initiales utilisées (on verra égale-
ment "à température donnée").

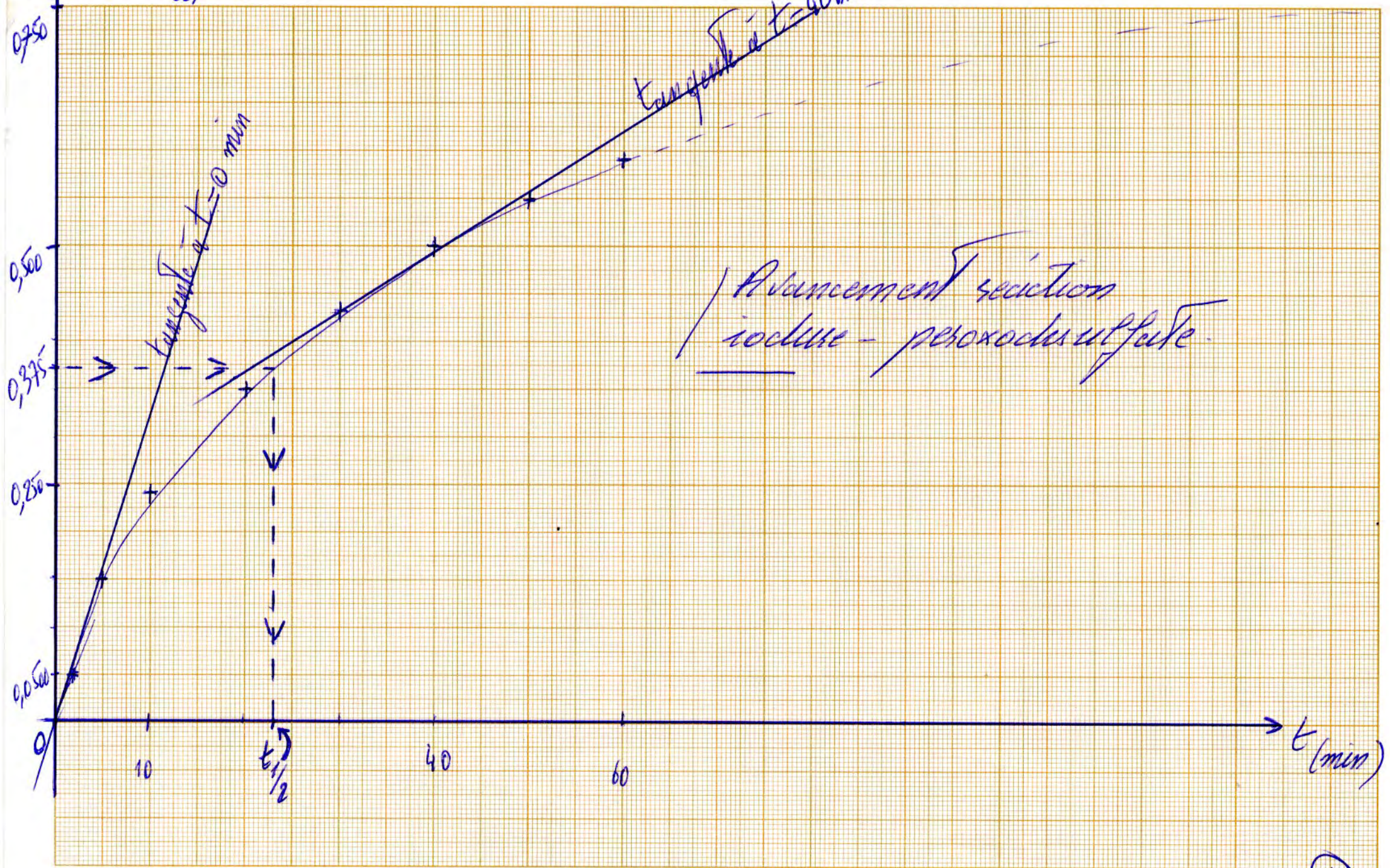
0,25

0,25

0,25

0,25

$x(t) = n \frac{I_0}{I_{tot}} (10^{-3})$



Avancement réaction
iode - peroxydisulfate.