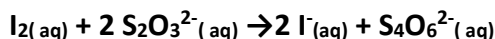




Activité 1 : Notion d'équivalence

L'équation de la réaction qui se produit entre le diiode et les ions thiosulfates est :



Chaque binôme :

- prépare deux béchers contenant $V_0 = 10,00$ mL de solution de diiode de concentration $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, mesurée à la pipette jaugée
- verse à partir d'une burette graduée un volume V_i de solution de thiosulfate de sodium de concentration $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Répartition des tâches entre les binômes :

Groupe	1		2		3		4		5		6		7	
Solution	S ₁	S ₁₄	S ₂	S ₁₃	S ₃	S ₁₂	S ₄	S ₁₁	S ₅	S ₁₀	S ₆	S ₉	S ₇	S ₈
V _i versé (en mL)	1	14	2	13	3	12	4	11	5	10	6	9	7	8

Pour les 2 solutions préparées :

1. **Calculer** les quantités de matière initiales de chacun des réactifs pour déterminer le réactif limitant et le réactif en excès.
2. **Vérifier** vos prévisions en réalisant les mélanges demandés.

Compléter le tableau collectif :

Solution	S ₁	S ₂	S ₃	S ₄	S ₅	S ₆	S ₇	S ₈	S ₉	S ₁₀	S ₁₁	S ₁₂	S ₁₃	S ₁₄
Couleur														
réactif limitant														
réactif en excès														

3. **Identifier** la solution dans laquelle les deux réactifs sont limitants.
4. **Proposer** une définition pour le terme « équivalence ».



Activité 2 : Titrage colorimétrique du diiode dans la bétadine par une solution de thiosulfate de sodium

1. Utiliser la définition de l'équivalence pour **écrire** l'expression littérale de $c_{\text{titrée}}$ (concentration en diiode dans la solution titrée) en fonction de V_p (volume de solution titrée dans le prélèvement), c_{titrant} (concentration en ions thiosulfate dans la solution titrante) et V_{eq} (volume de solution titrante versée lorsque l'équivalence est atteinte).

La concentration molaire théorique en diiode dans la bétadine vaut $c_{I_2, \text{réf}} = 4,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

2. **Expliquer** pourquoi il faut diluer par 10 la solution de la bétadine avant de la titrer par la solution titrante de thiosulfate de sodium de concentration $c = 5,0 \times 10^{-3} \pm 0,2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ sachant que l'on titre 10 mL de bétadine.
3. **Nommer** le nom de la verrerie nécessaire à la réalisation de la dilution demandée et appeler le professeur.

➤ Après avoir visionné le tuto en flashant le QRcode, réaliser le titrage de $V_p = 10,0$ mL de la solution de bétadine diluée.

Remarque : Pour que le repérage de l'équivalence soit encore plus précis, on peut ajouter (lorsque la solution est devenue très claire) quelques gouttes d'empois d'amidon qui forme un complexe bleu nuit avec I_2 .

4. Utiliser la relation établie à la question 1. pour **calculer** la concentration en diiode dans la solution titrée $c_{\text{titrée}}$ puis **en déduire** la concentration en diiode $c_{I_2, \text{exp}}$ dans la bétadine.

Pour valider un protocole il faut comparer l'écart entre la valeur de la grandeur mesurée et la valeur de référence à l'incertitude-type.

On note c_{exp} la valeur de la grandeur mesurée, c_{ref} la valeur de référence et $u(c)$ l'incertitude-type sur la mesure de la concentration.

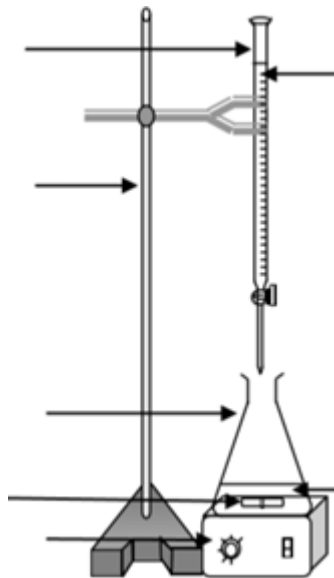
On peut par exemple décider de valider un protocole si l'écart est inférieur au double l'incertitude-type ;

$$\text{soit : } |c_{\text{exp}} - c_{\text{ref}}| < 2 \times u(c)$$

5. Utiliser le fichier excel à disposition pour **déterminer** l'incertitude-type $u(c)$ sur la valeur de la concentration en diiode dans la bétadine.
6. **En déduire** si le protocole mis en œuvre peut être validé.

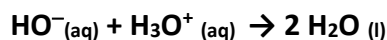
Activité 3 : Dispositif de titrage

Annoter le schéma-ci-contre :



Activité 4 : Réaction support de titrage et relation à l'équivalence

On souhaite titrer les ions hydroxyde HO^- présents dans un déboucheur liquide grâce à une réaction acidobasique dont l'équation s'écrit :



1. **Expliquer** pourquoi la réaction support de titrage doit être totale et rapide.
2. **Donner** le nom d'une solution qu'il est possible d'utiliser comme solution titrante.
3. **Proposer** des modifications à apporter au dispositif expérimental pour que l'on puisse tracer l'évolution du pH au cours du titrage.
4. **Prévoir** l'allure de la courbe qui représente le pH en fonction du volume d'acide versé.
5. **Ecrire** la relation à l'équivalence du titrage entre n_{HO^-} prélevé et $n_{\text{H}_3\text{O}^+}$ introduit à l'équivalence.

On note : c_A , la concentration de la solution acide ;

$V_{A \text{ eq}}$, le volume de solution acide versé ;

c_B , la concentration en hydroxyde de sodium dans la solution de destop diluée ;

V_B , le volume du prélèvement de solution de destop.

6. En déduire l'expression littérale de c_B en fonction de c_A , $V_{A \text{ eq}}$ et V_B .

Activité 5 : Titrage pH-métrique d'une solution de destop

- ✓ Dans le **plus petit becher**, réaliser le suivi pH-métrique du titrage de $V_B = 10,0$ mL de la **solution diluée de destop**.
- ✓ Régler le dispositif de titrage pour que le barreau aimanté tourne silencieusement en dessous de la sonde de pH (on pourra ajouter un peu d'eau distillée avant de réaliser la première mesure).
- ✓ Ouvrir le fichier latispro disponible dans le dossier de la classe et rentrer au fur et à mesure les valeurs de pH mesurées.

On commence par une mesure tous les 1 mL

puis lorsque le pH varie brusquement (à partir de 10 mL environ) on passe à une mesure tous les 0,5 mL, voire tous les 0,2 mL.

Détermination de l'équivalence lors d'un titrage pH-métrique par la méthode des tangentes avec Latispro

- ✓ Choisir « **Méthode des tangentes** » (accessible par un clic droit), puis passer sur les points de la courbe jusqu'à l'apparition des tangentes.
- ✓ Lorsque les tangentes apparaissent, cliquer gauche : une fenêtre apparaît avec les coordonnées du point d'équivalence.

1. **Relever** les valeurs de V_{eq} et pH_{eq} sans oublier l'unité et en conservant un nombre adapté de chiffres significatifs.
2. A l'aide de la question 6 de l'activité 4, **déterminer** la valeur de c_B .
3. Sachant que la solution titrée résulte d'une dilution par 20 de la solution de destop, **déterminer** la valeur de c_{destop} .

Activité 6 : Titrage d'une solution de destop en utilisant un indicateur coloré

Zones de virage de quelques indicateurs colorés

Indicateur coloré acido-basique	Couleur de la forme acide IndH	Zone de virage (intervalle de pH dans lequel l'indicateur change de couleur)	Couleur de la forme basique Ind⁻
<i>Hélianthine</i>	<i>rose</i>	<i>3,1 – 4,4</i>	<i>Jaune</i>
<i>Vert de bromocrésol</i>	<i>Jaune</i>	<i>3,8 – 5,4</i>	<i>bleu</i>
<i>Rouge de méthyl</i>	<i>Rose</i>	<i>4,4 – 6,2</i>	<i>Jaune</i>
<i>Bleu de bromothymol</i>	<i>Jaune</i>	<i>5,8 – 7,6</i>	<i>Bleu</i>
<i>Phénolphtaléine</i>	<i>incolore</i>	<i>8,1 – 9,8</i>	<i>violet</i>

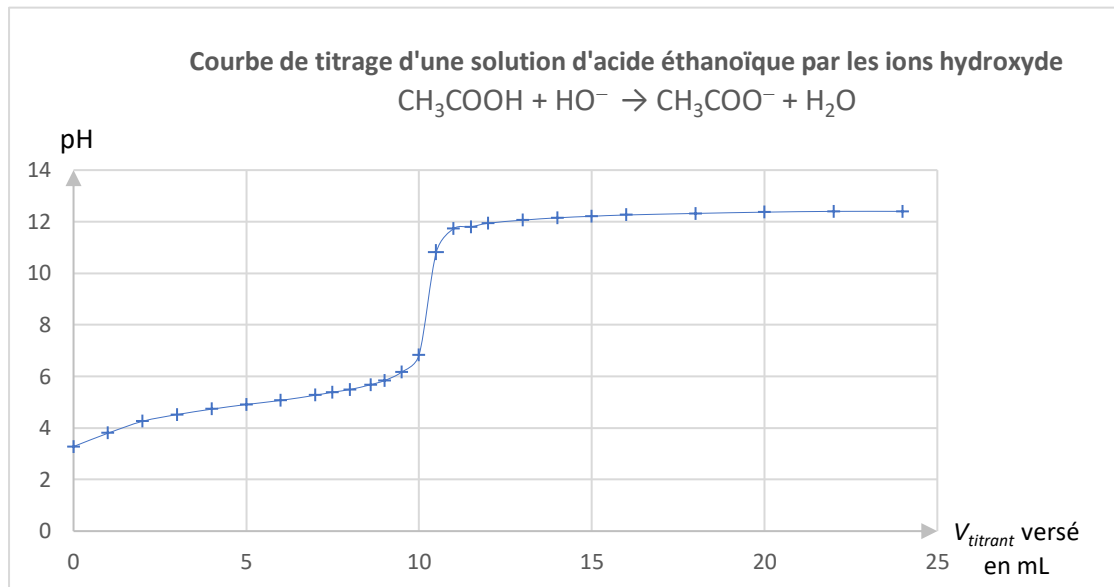
1. **Choisir** l'indicateur coloré adapté pour ce titrage. **Justifier** soigneusement la réponse.
 - ✓ Si besoin, visionner à nouveau le tuto « *Méthode pour réaliser un titrage colorimétrique* ».
2. **Expliquer** pourquoi, dans ce cas, il n'est pas nécessaire de procéder à un titrage rapide et indiquer à partir de quelle valeur de volume il faut verser la solution titrante au goutte à goutte.
 - ✓ Dans l'erenmeyer, réaliser le titrage de 10 mL la solution de destop diluée par 20 en utilisant l'indicateur coloré choisi.
3. **Déterminer** la valeur de c_{destop} déterminée par cette méthode. (Ne pas oublier le facteur de dilution !)

Activité 7 : Exploitation des incertitudes pour comparer un titrage pH-métrique et l'utilisation un indicateur coloré

On utilise le tableau à disposition pour déterminer collectivement la valeur de l'incertitude-type sur la détermination de la concentration c_{destop} par les deux méthodes.

- ✓ **Rentrer** dans le tableau les deux valeurs de c_{destop} expérimentalement déterminées.
1. **Relever** les valeurs $u_{pH}(C_{destop})$ et $u_{IC}(C_{destop})$.
 2. **Ecrire** le résultat de chaque mesure de c_{destop} sous forme d'un encadrement.
 3. **Conclure** sur la technique de titrage la plus précise.

Activité 8 : Utilisation de la courbe de titrage d'un acide faible pour déterminer la valeur du pK_A



1. **Déterminer graphiquement** la valeur $V_{\text{éq}}$ de solution titrante versée au moment du saut de pH.
2. L'espèce chimique CH_3COOH est-elle encore présente dans le becher à cet instant ? **Justifier** la réponse.

Rappel de la définition du pK_A d'un couple (PCM)

Le pK_a d'un **couple acide/base** est la valeur du pH de la solution dans laquelle les formes acide et basique du couple ont la même concentration : $pH = pK_a \Leftrightarrow [acide] = [base]$

3. Pour quelle valeur V de solution titrante versée, peut-on écrire $[CH_3COOH] = [CH_3COO^-]$? **Justifier** la réponse.
4. **Exploiter** le graphique pour en déduire la valeur du pK_A du couple de l'acide éthanoïque.