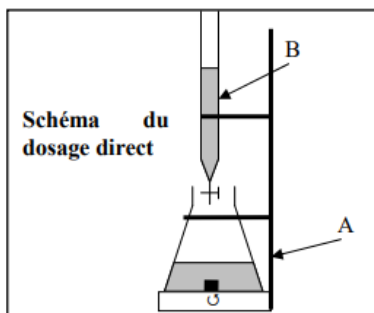
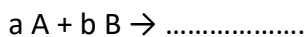


On désire déterminer doser une espèce A

Dosage direct : Dosage réalisé en une seule étape



- L'espèce à doser A est directement réactive dans la réaction de dosage par B selon la réaction :

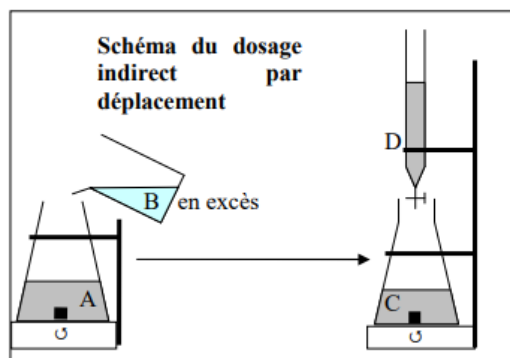


↳ à l'équivalence connaissant la quantité de B versée, on en déduit la quantité de A initialement présente dans l'erlenmeyer :

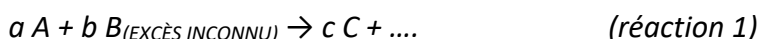
$$\frac{n_{A(\text{initial})}}{a} = \frac{n_{B(\text{versé})}}{b}$$

Dosage indirect : Dosage réalisé en 2 étapes

Dosage indirect par déplacement



- Toutes les molécules A à doser sont dans un 1^{er} temps transformées par une espèce B (**ajoutée en excès inconnu**) en une autre espèce C selon la réaction totale :



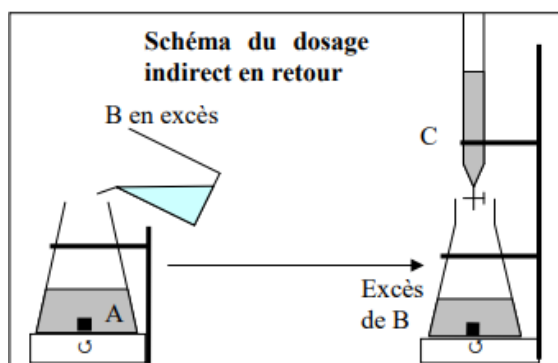
- L'espèce C formée est dosée par une espèce titrante D, selon la réaction de dosage :



↳ à l'équivalence connaissant la quantité de D versée, on en déduit la quantité de C initialement présente dans l'erlenmeyer, donc formée après la réaction (1).

↳ Connaissant la quantité de C formée après la réaction (1), on en déduit la quantité de A initialement présente

Dosage indirect en retour



- Toutes les molécules A à doser sont dans un 1^{er} temps transformées par une espèce B (**ajoutée en excès connu**), selon la réaction totale :



- L'espèce B en excès est ensuite dosée par une espèce titrante C, selon la réaction de dosage :



↳ à l'équivalence connaissant la quantité de C versée, on en déduit la quantité de B initialement présente dans l'erlenmeyer, donc restante après la réaction (1).

↳ Connaissant la quantité de B restante après la réaction (1), et la quantité de B initialement introduite lors de la réaction (1) on en déduit la quantité de B qui a réagi donc la quantité de A initialement présente

Dosage 1 / Dosage d'une solution de diiode

- On dispose d'une solution de diiode de concentration $C_1 = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ dont on veut vérifier la concentration.
- Pour vérifier cette concentration, on dose la solution de diiode par une solution aqueuse de thiosulfate de sodium ($2 \text{ Na}^+ ; \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$), de concentration en ion thiosulfate $[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}] = C_2 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Préparation du dosage

→ Calculer la masse de thiosulfate de sodium qu'il a fallu peser afin de préparer 500 mL de solution de concentration $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ ($M = 158,11 \text{ g.mol}^{-1}$)

→ Calculer la masse de diiode qu'il a fallu peser afin de préparer 1,0 L de solution de concentration $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ ($M = 253,8 \text{ g.mol}^{-1}$)

- La réaction du dosage est une réaction d'oxydoréduction faisant intervenir 2 couples oxydant/réducteur : I_2/I^- et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

→ Ecrire l'équation de la réaction du dosage en indiquant les 2 demi-équations électroniques

Réalisation du dosage

→ Donner la définition de l'équivalence d'un dosage

→ Trouver la relation qui existe entre la quantité de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ versée à l'équivalence, et la quantité de I_2 présente initialement dans le bécher.

→ Expliquer comment on détecte le passage à l'équivalence lors du dosage

Remarque : Afin de mieux détecter le passage à l'équivalence, on utilise de l'empois d'amidon. L'empois d'amidon est incolore en l'absence de diiode et bleu foncé à noir en présence de diiode

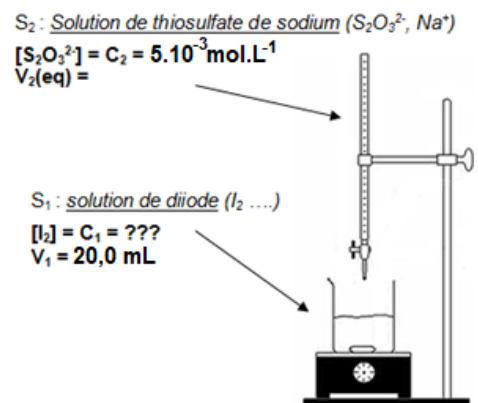
→ Sachant que l'on dose une prise d'essai de 20,0 mL de la solution de diiode, prévoir le volume versé de la solution titrante à l'équivalence

- Réaliser le dosage d'une prise d'essai de 20,0 mL de la solution de diiode par la solution de thiosulfate de sodium

- Ne pas oublier de rajouter initialement de l'empois d'amidon

→ Quelle est la nature du dosage ? (direct ? indirect par déplacement ? indirect en retour ?)

→ Calculer la concentration C_1 en diiode.



Dosage 2 / Teneur en acide ascorbique d'un jus de citron

Protocole

- On désire déterminer la concentration en acide ascorbique $C_6H_8O_6$ dans un jus de citron pressé

► **Etape 0 : Obtention de la solution S d'acide ascorbique**

- Presser un jus de citron ; Filtrer le jus.

- Introduire 10 mL de jus dans une fiole de 100,0 mL et compléter la fiole avec de l'eau distillée : on obtient 100,0 mL d'une solution S

► **Etape 1 : Réaction de l'acide ascorbique avec du diiode en excès**

- Prélever $V_1 = 20,0$ mL de la solution S et introduire le prélèvement dans un erlenmeyer .

- Ajouter $V_2 = 20,0$ mL de solution de diiode de concentration $C_2 \approx 2.10^{-3}$ mol.L⁻¹ (solution dosée précisément dans la partie précédente)

La couleur initiale brune du mélange réactionnel doit s'éclaircir peu à peu mais ne doit pas disparaître

► **Etape 2 : Dosage du diiode en excès**

- Doser le diiode restant dans l'erlenmeyer par une solution de thiosulfate de sodium ($2 Na^+ ; S_2O_3^{2-}$), de concentration en ion thiosulfate $[S_2O_3^{2-}] = C_3 = 5,0.10^{-3}$ mol.L⁻¹ en présence d'empois d'amidon.

- Noter le volume $V_{3(eq)}$ de la solution de thiosulfate versé à l'équivalence

Etude de la réaction de l'étape 1

- La réaction se déroulant lors de l'étape 2 est une réaction d'oxydoréduction faisant intervenir 2 couples oxydant/réducteur $C_6H_6O_6/C_6H_8O_6$ et I_2/I^-

→ Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide ascorbique et le diiode ; *cette réaction sera notée « réaction (1) »*

→ Que peut-on déduire de l'observation de l'évolution de la couleur du mélange réactionnel

→ Déterminer $n_{I_2(\text{introduite})}$ la quantité de diiode introduite dans le bécher

→ Quel est l'inconvénient rencontré si on utilise la réaction (1) pour doser l'acide ascorbique ?

Etude de la réaction de l'étape 2

→ Rappeler l'équation de la réaction entre le diiode et les ions thiosulfate (voir partie précédente)

→ Déterminer la quantité d'ions thiosulfate versée à l'équivalence du dosage

→ En déduire la quantité de diiode présente dans l'erlenmeyer en début de dosage

Conclusion

→ Déterminer la quantité de diiode qui a réagi lors de l'étape 1

→ En déduire la quantité d'acide ascorbique présente initialement dans l'erlenmeyer

→ Déterminer la concentration de l'acide ascorbique dans la solution S puis dans le jus de citron pur

→ Quelle est la nature du dosage ? (direct ? indirect par déplacement ? indirect en retour ?)

• Un comprimé de vitamine C vendu en pharmacie contient 500 mg d'acide ascorbique ($M = 176 \text{ g/mol}$).

→ Calculer le volume de jus de citron pur qu'il faudrait-il boire afin d'absorber la quantité d'acide ascorbique contenue dans un comprimé.

Dosage 3 / Dosage de l'eau de Javel

• L'eau de Javel, préparée depuis 2 siècles, reste l'un des produits désinfectants les plus efficaces contre les contaminations bactériennes ou virales. Elle tient son nom d'un ancien village d'Ile de France, aujourd'hui un quartier de Paris, où se trouvait une usine de produits chimiques.



• L'eau de Javel est une solution aqueuse contenant les ions hypochlorite ClO^- , chlorure Cl^- , et sodium Na^+ ; **les propriétés désinfectantes et blanchissantes de l'eau de Javel sont dues à l'ion hypochlorite ClO^- .**

• Dans le commerce, l'eau de Javel se présente sous une forme concentrée (berlingots, pastilles), ou sous forme plus diluée (en bouteilles)

	Comment caractériser l'eau de Javel ??		
	Ancienne norme	Nouvelle norme	Pour le chimiste
	Degré chlorométrique	% de chlore actif	Concentration molaire des ions ClO^-
Berlingot	36°chl	9,8 % c.a.	1,61 mol.L ⁻¹
Bouteille	9°chl	2,7 % c.a.	0,40 mol.L ⁻¹

↳ On désire déterminer la concentration en ions ClO^- dans une eau de Javel contenue dans une bouteille

Préparation du dosage

• La solution d'eau de Javel est trop concentrée pour être directement dosée ; il faut la diluer 10 fois

→ Proposer le protocole expérimental permettant d'effectuer la dilution, puis réaliser la dilution

On appelle :

S' : solution d'eau de Javel commerciale de concentration en ions hypochlorite $[\text{ClO}^-] = C'$

S : solution d'eau de Javel diluée de concentration en ions hypochlorite $[\text{ClO}^-] = C$

Protocole

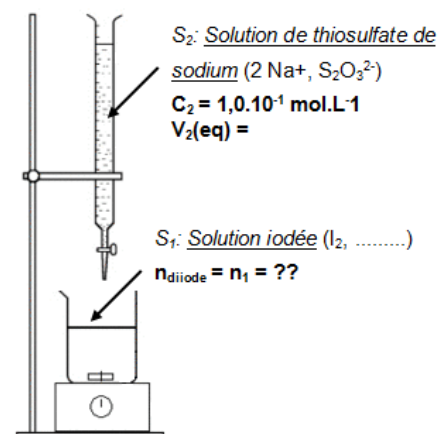
- Le dosage d'une solution d'eau de Javel se déroule en deux étapes.

► **Etape 1 : Réaction des ions hypochlorite avec des ions iodure en excès**

- Dans un erlenmeyer, introduire $V = 10,0 \text{ mL}$ de la solution diluée d'eau de Javel.
- Rajouter environ 20 mL d'une solution d'iodure de potassium de concentration $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$
- Placer l'erlenmeyer sur un agitateur magnétique pendant environ 2 minutes
- Ajouter ensuite environ 5 mL d'acide chlorhydrique de concentration $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$
- Placer l'erlenmeyer sous agitation magnétique

► **Etape 2 : Dosage du diiode formé**

- Doser, en présence d'empois d'amidon, la quantité de diiode formée lors de l'étape 1 par une solution de thiosulfate de sodium ($2 \text{ Na}^+ ; \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) de concentration $C_2 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- noter $V_{2(\text{eq})}$ le volume de la solution de thiosulfate versé à l'équivalence



Etude de la réaction de l'étape 1

- La 1^{ère} étape consiste à faire réagir de l'eau de Javel avec un excès d'ions iodure ; il se forme alors du diiode selon la réaction : $\text{ClO}^- + 2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{I}^-_{(\text{excès})} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$
- Montrer que cette réaction est une réaction d'oxydoréduction faisant intervenir les couples I_2/I^- et ClO^-/Cl^-

Etude de la réaction de l'étape 2

- Lors de la 2^{nde} étape, on dose le diiode formé précédemment par une solution de thiosulfate de sodium : $\text{I}_2 + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2 \text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$
- Donner la relation, à l'équivalence, entre la quantité de diiode I_2 et la quantité d'ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
- Calculer n_{diiode} (la quantité de diiode se trouvant dans l'erlenmeyer au début du dosage)

Conclusion

- La quantité de diiode se trouvant dans l'erlenmeyer en début du dosage a été formée lors de la réaction de l'étape (1).
- A l'aide de l'équation de l'étape (1), déterminer la quantité d'ions hypochlorite présente initialement dans l'erlenmeyer.
- Calculer la concentration $[\text{ClO}^-] = C$ des ions hypochlorite dans la solution diluée (S) puis la concentration $[\text{ClO}^-] = C'$ des ions hypochlorite dans la solution commerciale (S') ; en déduire son degré chlorométrique
- Quelle est la nature du dosage ? (direct ? indirect par déplacement ? indirect en retour ?)