

# LA BETADINE

**Contrôle de la qualité par dosage** ; dosages par étalonnage ; spectrophotométrie ; loi de Beer-Lambert  
*Pratiquer une démarche expérimentale pour déterminer la concentration d'une espèce à l'aide de courbes d'étalonnage en utilisant la spectrophotométrie et la conductimétrie, dans le domaine de la santé, de l'environnement ou du contrôle de la qualité.*

## La bétadine

Le bétadine est un antiseptique : produit ou un procédé permettant **par oxydation**, au niveau des tissus vivants d'éliminer les microorganismes ou d'inactiver les virus.

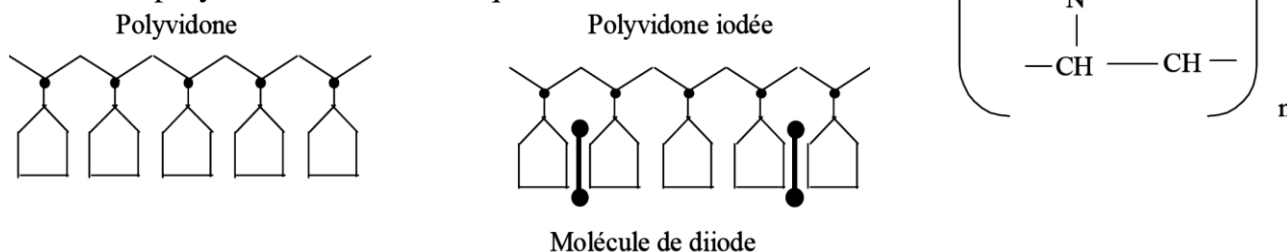
Le principe actif de la Bétadine est le diiode  $I_2$ .

L'étiquette de la bétadine précise : Bétadine 10%

### **Polyvidone iodée : 10g pour 100 mL**

La molécule de polyvidone est un polymère dont le motif est :

En fait, les molécules de diiode forment un complexe avec la molécule de polyvidone comme indiqué ci-dessous :



Au fur à mesure de son utilisation, la polyvidone libère les molécules de diiode.

En moyenne, il y a  $n = 19$  motifs dans la molécule de polyvidone pour une molécule de diiode.

Si l'indication de l'étiquette est correcte cela correspond à une concentration molaire en diiode égale à  $C_{\text{diiode}} = 4,286 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

## Objectifs

Il s'agit d'effectuer un **contrôle de qualité de la bétadine** par deux méthodes :

- **Un dosage par étalonnage spectrophotométrique**
- **Un dosage par titrage redox iodométrique** (réactif titrant : thiosulfate)

## Matériels disponibles :

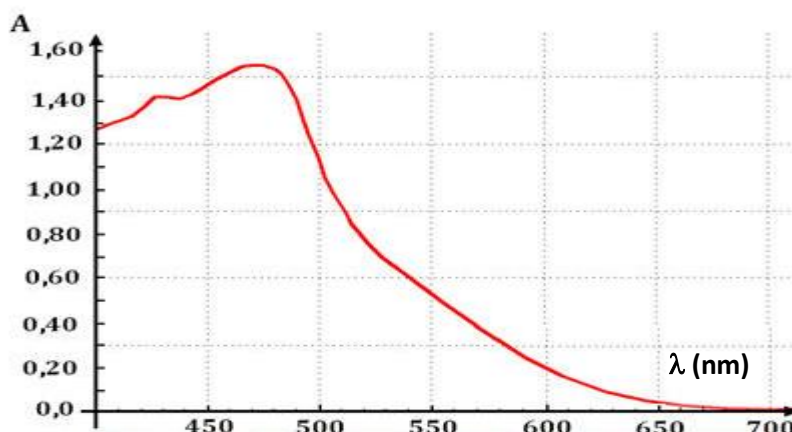
Spectro-colorimètre et cuves ; verrerie de dilution ; verrerie de titrage

Solution mère de bétadine de concentration  $C_0 = 1,07 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Solution de thiosulfate de sodium ( $2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ) à la concentration molaire apportée :  $C_t = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

## Document 1

**Spectre d'absorbance de la bétadine**



**Document 2**

**Concentrations pour l'échelle de teinte :**

Solution mère :  $1,07 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  (précision 3%)

Solution	Concentration (mol.L <sup>-1</sup> )	V <sub>(burette)</sub> (mL)
S <sub>0</sub>	$10,7 \cdot 10^{-4}$	mère
S <sub>1</sub>	$5,35 \cdot 10^{-4}$	50
S <sub>2</sub>	$4,28 \cdot 10^{-4}$	40
S <sub>3</sub>	$2,68 \cdot 10^{-4}$	?
S <sub>4</sub>	$1,61 \cdot 10^{-4}$	15
S <sub>5</sub>	$1,07 \cdot 10^{-4}$	10

**Document 3**

Fichier Excel : courbe etalonnage.xls

Loi de Beer-Lambert :  $A = k C$

L'absorbance lumineuse d'une solution est proportionnelle à a concentration de l'espèce chimique absorbante

**TRAVAIL A REALISER**

**A- DOSAGE PAR ETALONNAGE d'absorbance lumineuse**

1. Prévoir, décrire et schématiser le protocole permettant de réaliser la solution S3 (doc. 2).

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

2. Montrer qu'il est possible de diluer la bétadine commerciale par 50 pour s'adapter au domaine de concentration de l'échelle de teinte. Effectuer cette dilution.

---

---

---

3. Effectuer les mesures d'absorbance de la solution S3 et de la bétadine commerciale diluée. Compléter le fichier Excel. Discuter la validation de la loi de Beer-Lambert à partir d'une modélisation appropriée.

4. Déterminer la concentration de la bétadine commerciale et discuter.

**B- DOSAGE PAR TITRAGE REDOX**

**Document 1 : protocole**

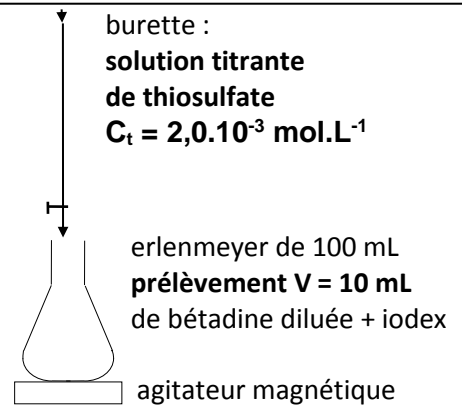
**Couples redox :** diiode / iodure :  $I_2 / I^-$

tétrathionate / thiosulfate :  $S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$

**Indicateur d'équivalence :** décoloration de la solution de diiode (visibilité améliorée par addition de quelques gouttes de **iodex**)

**L'équivalence du dosage** correspond à la situation où les réactifs ont été introduits dans les **proportions stœchiométriques**

**Matériel de titrage :** schéma ci-contre



**Document 2 : incertitudes**

Pour la pipette :  $\Delta V_{\text{pipette}} = 2 \frac{\text{tol}}{\sqrt{3}}$  ( $k = 2$  pour confiance 95%)

Pour la burette : tolérance fabricant et double lecture de graduation :

$$\Delta V_{\text{burette}} = 2 \sqrt{\left(\frac{\text{tol}}{\sqrt{3}}\right)^2 + \left(2 \frac{\text{grad}}{\sqrt{12}}\right)^2}$$

$K = 2$  (confiance 95%)                      double lecture graduation

On peut alors écrire le résultat de la mesure de la chute de burette sous la forme normalisée :

$$V_E = V_{E(\text{mesure})} \pm \Delta V_{\text{burette}} \quad (k = 2)$$

**Incertitudes combinées :** Supposons un dosage direct avec pour réaction support :  $a A + b B \rightarrow c C + d D$   
A l'équivalence les réactifs ont été introduits en proportions stœchiométriques :

$$\frac{n_a}{a} = \frac{n_b}{b} \quad \text{soit} \quad \frac{C_a V_a}{a} = \frac{C_b V_b}{b} \quad \text{alors} \quad C_b = \frac{b}{a} \cdot \frac{C_a \times V_a}{V_b}$$

On veut déterminer l'incertitude sur  $C_b$  donc :

$$\frac{\Delta C_b}{C_b} = \sqrt{\left(\frac{\Delta C_a}{C_a}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_{\text{pipette}}}{V_{\text{pipette}}}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_{\text{burette}}}{V_{\text{burette}}}\right)^2}$$

Ce qui permet de calculer  $\Delta C_b$  (puisqu'on a calculé avant  $C_b$ ) et d'exprimer alors le résultat sous **forme**

**normalisée :**

$$C_b = C_{b(\text{calculé})} \pm \Delta C_b \quad (k = 2)$$

