

## Correction du TP

## I Analyser

## I/A Sécurité

①



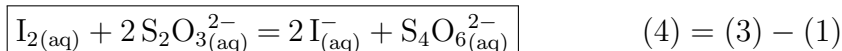
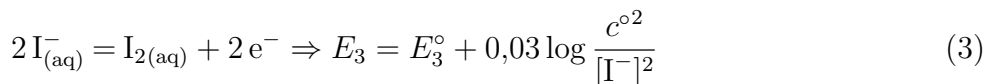
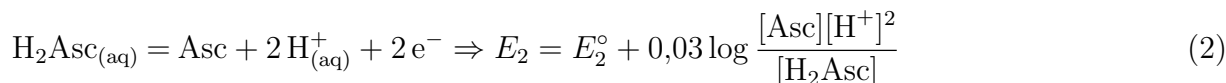
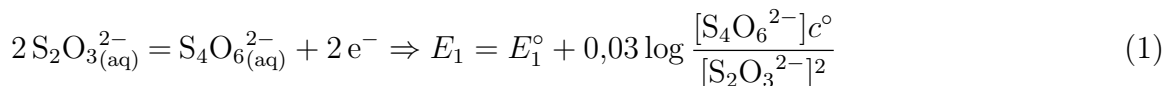
Danger pour santé ou ozone : gants, masque et lunettes.



Polluant : attention au tri.

## I/B Titrage préliminaire du diiode

②



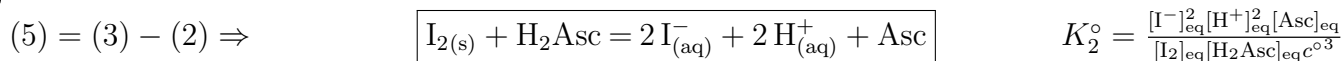
③

Équation		$\text{I}_{2(\text{aq})}$	+	$2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$	$\rightarrow$	$2\text{I}^-(\text{aq})$	+	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$
Initial	$\xi = 0$	$c_0V_0$		$C_2V$		0		0
Interm.	$\xi$	$c_0V_0 - \xi$		$C_2V - 2\xi$		$2\xi$		$\xi$
Final	$\xi_f = \xi_{\max}$	0		0		$2c_0V_0$		$c_0V_0$

À l'équivalence,  $\xi_f = \xi_{\max} = c_0V_0 = \frac{c_2V_{\text{eqv},1}}{2} \Leftrightarrow \boxed{c_0 = \frac{c_2}{2} \frac{V_{\text{eqv},1}}{V_0}}$

## I/C Dosage en retour

④



On utilise l'unicité du potentiel en solution à l'équilibre pour trouver  $K_2^\circ$  :

$$E_2 = E_3 \Leftrightarrow E_3^\circ + 0,03 \log \frac{[\text{Asc}]_{\text{eq}} [\text{H}^+]_{\text{eq}}^2}{[\text{H}_2\text{Asc}]_{\text{eq}} c^{\circ 2}} = E_2^\circ + 0,03 \log \frac{c^{\circ 2}}{[\text{I}^-]_{\text{eq}}^2}$$

$$\Leftrightarrow 0,03 \log K_2^\circ = E_3^\circ - E_2^\circ$$

$$\Leftrightarrow \boxed{K_2^\circ = 10^{\frac{1}{0,03}(E_3^\circ - E_2^\circ)}} \Rightarrow \underline{K_2^\circ = 10^{13,7}} \quad \text{totale}$$

La réaction est donc thermodynamiquement favorisée et même supposée totale, donc elle est adaptée à un titrage direct pour ce point. En revanche, il est dit dans l'énoncé qu'elle est **lente** : « de l'ordre de quelques minutes par équilibre ». On ne pourrait pas réaliser un dosage colorimétrique précis en attendant  $15 \times 2$  minutes (voire plus). Il est préférable **d'attendre une unique fois** que la réaction se fasse avec l'excès connu, puis de titrer l'excès rapidement et précisément ensuite.

L'aspect des TM non abordé ici est évidemment la **cinétique**.

5

Équation		$\text{I}_{2(\text{s})}$	$+ \text{H}_2\text{Asc}_{(\text{aq})} \rightarrow$	$2\text{I}_{(\text{aq})}^-$	$+ 2\text{H}_{(\text{aq})}^+$	$+ \text{Asc}_{(\text{aq})}$
Initial	$\xi = 0$	$n_0(\text{I}_2)$	$n_0(\text{H}_2\text{Asc})$	0	0	0
Final	$\xi_f = \xi_{\max}$	$n_0(\text{I}_2) - n_{\text{réagi}}(\text{I}_2)$	0	$2n_0(\text{Asc})$	$2n_0(\text{Asc})$	$n_0(\text{Asc})$

À l'équivalence :  $\xi_f = \xi_{\max} = n_0(\text{H}_2\text{Asc}) \Leftrightarrow n_{\text{réagi}}(\text{I}_2) = n_0(\text{H}_2\text{Asc})$

d'où

$$n_0(\text{H}_2\text{Asc}) = n_0(\text{I}_2) - n_{\text{excès}}(\text{I}_2)$$

6

Compte-tenu de la stœchiométrie,

$$n_{\text{excès}}(\text{I}_2) = \frac{c_2 V_{\text{eqv},2}}{2}$$

## II Réaliser

### II/A Étalonnage de la solution de diiode

#### Premier titrage

- 1) Introduire  $V_0 = 10,0 \text{ mL}$  exactement de la solution de diiode à environ  $5 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  dans un bécher.
- 2) Titrer cette solution à l'aide du thiosulfate de sodium de concentration molaire  $c_2 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .
- 3) Ajouter quelques gouttes d'empois d'amidon lorsque la solution commence à se décolorer afin d'indiquer plus précisément la fin de réaction. On notera  $V_{\text{eqv},1}$  le volume équivalent.

1

2 solu

### II/B Dosage en retour

#### Second titrage

- 1) Dans un bécher, introduire  $5,0 \text{ mL}$  de cette solution et y ajouter exactement  $V_1 = 10,0 \text{ mL}$  de la solution de diiode du laboratoire.
- 2) Placer sous agitation magnétique pendant au moins 10 minutes.
- 3) Titrer alors l'excès de diiode à l'aide de la solution de thiosulfate de sodium utilisée précédemment.
- 4) Ajouter quelques gouttes d'empois d'amidon lorsque la solution commence à se décolorer afin d'indiquer plus précisément la fin de réaction. On notera  $V_{\text{eqv},2}$  le volume équivalent.

3 solu

4 solu

**III Valider****III/A Masse d'acide ascorbique dans un comprimé**

5

On trouve 
$$n_0(\text{H}_2\text{Asc}) = n_{\text{réagi}}(\text{I}_2) = c_1 V_1 - \frac{c_2 V_{\text{eqv},2}}{2} \Rightarrow \underline{n_0(\text{H}_2\text{Asc}) = 2,9 \times 10^{-5} \text{ mol}}$$

6

7 Il y en a 100 fois plus dans le comprimé, soit

$$\underline{n_{\text{comp}}(\text{H}_2\text{Asc}) = 2,9 \times 10^{-3} \text{ mol}} \quad \text{et} \quad \underline{m_{\text{comp}}(\text{H}_2\text{Asc}) = n_{\text{comp}}(\text{H}_2\text{Asc})M(\text{H}_2\text{Asc})}$$

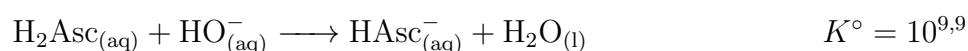
d'où

$$\underline{m_{\text{comp, expe}}(\text{H}_2\text{Asc}) = (510,96 \pm 10,00) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

or

$$\underline{E_n = \frac{|m_{\text{comp, expe}} - m_{\text{comp, theo}}|}{u(m_{\text{compo, expe}})} \Rightarrow \underline{E_n = 0,2}}$$

C'est pas mal !

**III/B Méthode alternative**8 On réalise un titrage acido-basique avec suivi pH-métrique de l'acide ascorbique avec de la soude, sachant que  $\text{p}K_{A,1} = 4,1$  et  $\text{p}K_{A,2} = 11,8$  : pour la première acidité, on trouvera

donc bien une réaction totale. À l'équivalence,  $n_0(\text{H}_2\text{Asc}) = c_b V_{\text{eqv},3}$ , et on trouve  $V_{\text{eqv},3} = 3,8 \text{ mL}$ .