

# Chapitre Chimie N° 8

## DOSAGE Oxydo-Reduction

### I) Introduction

- Le dosage consiste à déterminer la concentration molaire d'une espèce.

#### 1<sup>er</sup> Dosage au programme

- Dosage du diiode:  $I_2$  (Oxydant) par le Biosulfate  $S_2O_3^{2-}$  (Reducteur)

#### 2<sup>e</sup> Dosage au programme

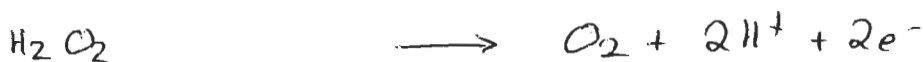
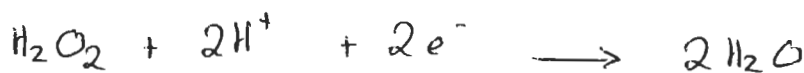
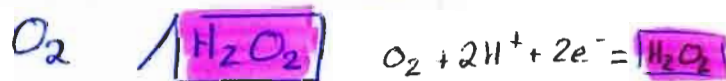
- Dosage de l'eau oxygénée:  $H_2O_2$  (Reducteur) par le Permanganate  $MnO_4^-$  (Oxydant)

### Rappel concernant l'eau oxygénée (15125)

L'eau oxygénée est une solution de peroxyde d'hydrogène:  $H_2O_2$

L'eau oxygénée se dismute: elle se dégrade à la lumière

Equation de la dismutation



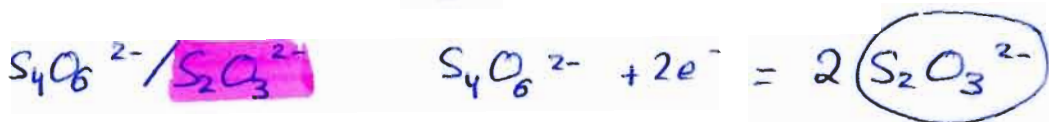
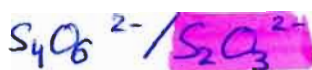
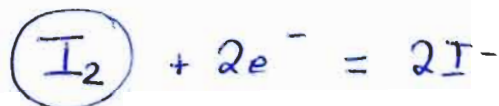
# II) Dosage du diiode par le thiosulfate

## 1) Présentation du problème

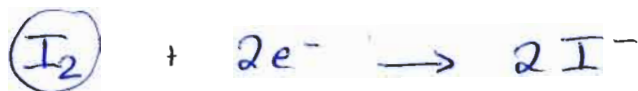
On dose une solution de diiode ( $I_2$ ) de concentration inconnue ( $C_{ox}$ )

On dose par une solution de thiosulfate  $S_2O_3^{2-}$  de concentration parfaitement connue : ( $C_{red}$ ) :

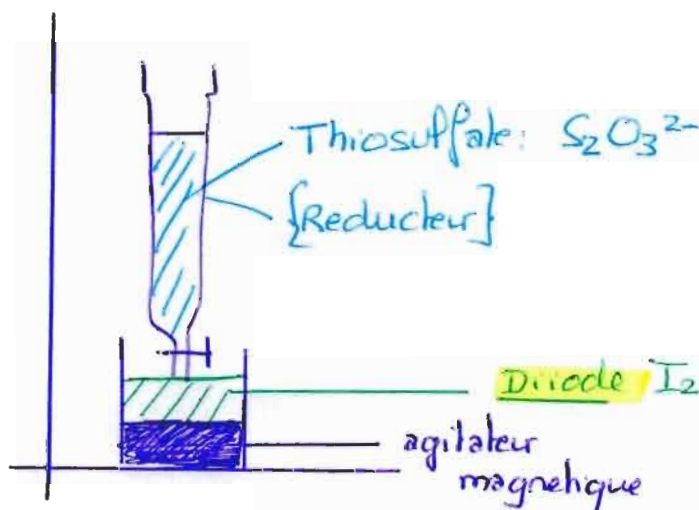
Données



## 2) Equation de dosage



## 3) schéma



$$C_{red} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$V_{ox} = 10 \text{ mL}$$
$$C_{ox} = ?$$

{oxydant}

On prélève  $V_{ox} = 10 \text{ mL}$  de  $I_2$  à la pipette jaugée. On verse ce volume dans le becher. On cherche  $c_{ox} = ?$

On remplit la burette graduée avec du thiosulfate  $S_2O_3^{2-}$  de concentration  $C_{red} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  connue

#### 4) L'équivalence

avant l'équivalence,  $I_2$  consomme totalement  $S_2O_3^{2-}$ .

la solution est colorée. (indicateur bleu en présence de  $I_2$ )

l'éq, on a versé exactement  $n(S_2O_3^{2-}) = n(I_2)$

$\Rightarrow I_2$  et  $S_2O_3^{2-}$  ont totalement réagi

$\Rightarrow$  solution incolore

$\Rightarrow$  Définition Equivalence { les 2 réactifs sont limitants  
ou { les 2 réactifs ont été introduits dans  
les proportions stoechiométriques.

On note le volume de thiosulfate versé à l'équivalence

$$V_{red,eq} = 10,3 \text{ mL}$$

#### 5) Détermination de $c_{ox}$

l'équation de dosage est:  $I_2 + 2S_2O_3^{2-} \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2I^-$



l'équivalence

$$\frac{n(A)_{eq}}{a} = \frac{n(B)_{eq}}{b}$$

Donc à l'équivalence

$$\frac{n(I_2)}{1} = \frac{n(S_2O_3^{2-})e\bar{a}}{2}$$

Donc  $\Rightarrow C_{ox} \times V_{ox} = \frac{C_{red} \times V_{red, Eq}}{2}$

$$\Rightarrow C_{ox} = \frac{C_{red} \times V_{red}}{2 \times V_{ox}}$$

$$C_{ox} = \frac{2 \times 10^{-3} \times 10,3}{2 \times 10}$$

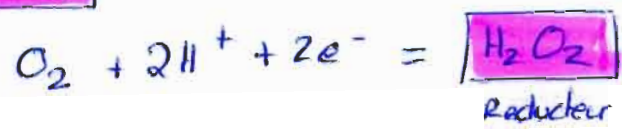
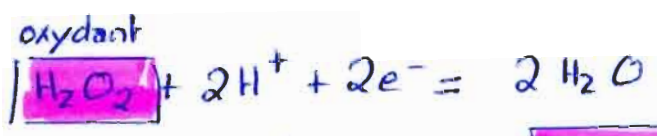
$$C_{ox} = 5,15 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

### III) Dosage de l'eau oxygénée par $MnO_4^-$

#### 1) présentation du problème

L'eau oxygénée est une solution de peroxyde d'hydrogène : formule  $H_2O_2$

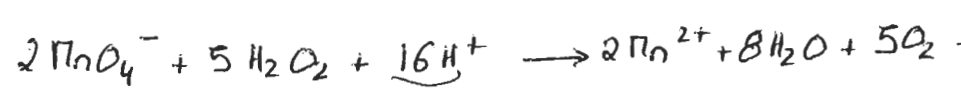
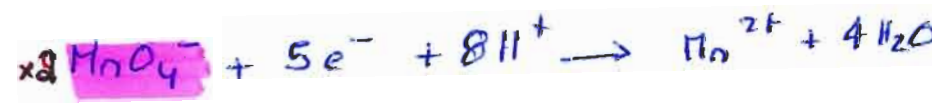
IP est à la fois oxydant et réducteur car il appartient à 2 couples redox :



#### 2) Equation de dosage

Pour déterminer sa concentration, on le dose avec un oxydant :

Le permanganate de potassium:  $K^+, MnO_4^-$  (violet)

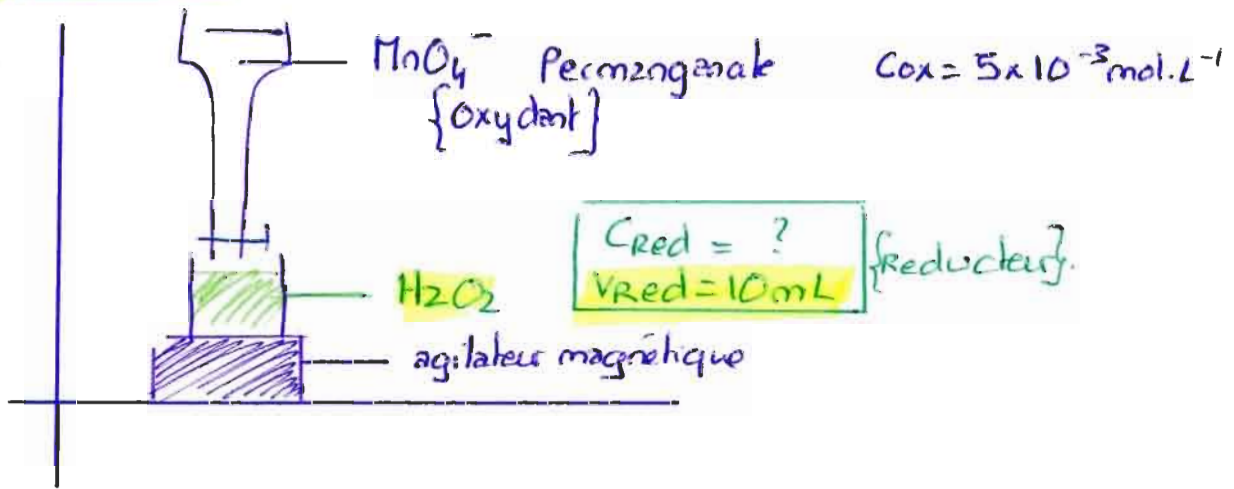


↑  
couleur  
violette.

### 3) Protocole de dosage

- On prélève  $V_{\text{Red}} = 10 \text{ mL}$  de  $\text{H}_2\text{O}_2$  avec une pipette jaugée de 10 mL.  
On verse ce volume dans un bécher. On cherche  $c_{\text{red}} = ?$
- Dans la burette, on met  $\text{MnO}_4^-$  de concentration connue  $c_{\text{ox}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

### 4) Schema



### 5) Equivalence

Avant l'equivalence,  $\text{MnO}_4^-$  est totalement consommé par  $\text{H}_2\text{O}_2$ .  
 $\Rightarrow$  La solution dans le bécher est incolore. Il reste des molécules  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

• A l'equivalence {Les 2 réactifs sont limitants}.

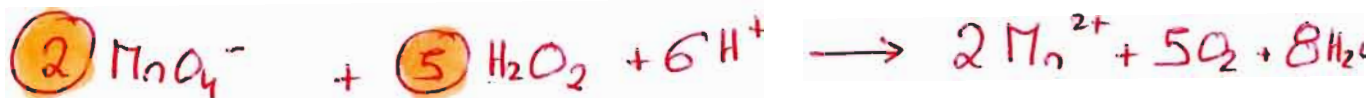
$\Rightarrow$  Tous les ions  $\text{MnO}_4^-$  versés ont consommés  $\text{H}_2\text{O}_2$

$\Rightarrow$  une goutte de plus de  $\text{MnO}_4^-$  ne réagit pas dans le bécher  $\Rightarrow$  Apparition couleur violette.

Expérimentalement, on trouve que le volume de  $\text{MnO}_4^-$  versé à l'équivalence est:

$$V_{\text{ox,eq}} = 13,9 \text{ mL}$$

Relation à l'équivalence



$$\frac{n(\text{MnO}_4^-)_{\text{Eq}}}{2} = \frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)}{5}$$

Après l'équivalence, les ions  $\text{MnO}_4^-$  versés dans le bécher sont en excès  $\Rightarrow$  La solution reste violette.

6) Détermination de la concentration

$$n(\text{MnO}_4^-)_{\text{Eq}} = C_{\text{ox}} \times V_{\text{ox,eq}} \quad \text{et} \quad n(\text{H}_2\text{O}_2) = C_{\text{red}} \times V_{\text{red}}$$

$$\Rightarrow \frac{1}{2} \times C_{\text{ox}} \times V_{\text{ox,eq}} = \frac{C_{\text{red}} \times V_{\text{red}}}{5}$$

$$C_{\text{red}} = \frac{5}{2} \frac{C_{\text{ox}} \times V_{\text{ox,eq}}}{V_{\text{red}}}$$

$$\Rightarrow C_{\text{red}} = 0,017 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$