

Tp X6 DOSAGE OXYDO-REDUCTION

Dosage du SO_2 dans une eau de pluie.

Je remercie A Bougaud, professeur au lycée Emile Zola à Rennes pour la mise à disposition de son document sur son site et M. Ma (professeur de physique au lycée Altkirch) pour les documents fournis concernant le calcul des incertitudes.

CONTEXTE DU SUJET

Le dioxyde de soufre est principalement émis par les industries et les centrales thermiques.

Les combustibles (fuel ou charbon) contiennent du soufre qui se transforme en dioxyde de soufre lors de leur combustion. C'est un gaz irritant, traceur de la pollution industrielle. Soluble dans l'eau, il contribue à l'acidification des eaux de pluie par formation d'acide sulfurique.

Il faut donc évaluer sa concentration.



TRAVAIL A REALISER

1. Etude préliminaire

Dans un tube à essais contenant 3 mL d'une solution aqueuse incolore de dioxyde de soufre, ajouter, goutte à goutte et en agitant, une solution violette de permanganate de potassium ($K^+_{(Aq)}$, $MnO_4^-_{(Aq)}$) de concentration $c_1 = 1,0 \times 10^{-2}$ mol/L. Observer.

1. Pourquoi peut-on affirmer qu'une réaction a lieu lors de l'ajout de la solution de permanganate de potassium ?

La réaction qui a lieu est une réaction d'oxydoréduction mettant en jeu les couples oxydant/réducteur $SO_4^{2-}_{(Aq)}/SO_{2(Gaz)}$ et $MnO_4^-_{(Aq)}/Mn^{2+}_{(Aq)}$

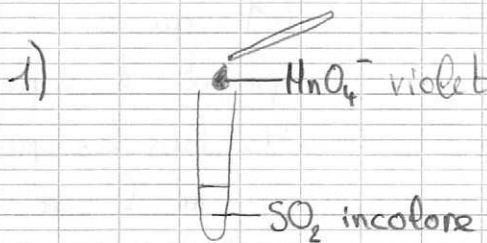
2. Etablir les demi-équations d'oxydoréduction des couples mis en jeu.

3. En déduire l'équation de la réaction entre le dioxyde de soufre $SO_{2(Gaz)}$ et les ions permanganate $MnO_4^-_{(Aq)}$

Tout en agitant, continuer l'ajout de la solution de permanganate de potassium dans le tube à essais précédent jusqu'à coloration persistante du mélange réactionnel

4. Pourquoi la solution ne se décolore-t-elle plus ?

5. Au moment où le mélange réactionnel se colore, que peut-on dire du mélange effectué ? Quelle relation peut-on écrire à cet instant de coloration de la solution, entre les quantités initiales de dioxyde de soufre $SO_{2(Gaz)}$ d'ions permanganate $MnO_4^-_{(Aq)}$?

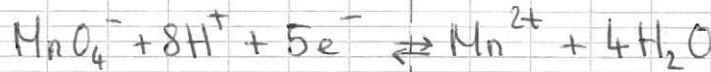
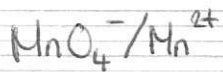


Dès que la goutte de MnO_4^- de coloration violette entre en contact avec la solution incolore de SO_2 , la coloration disparaît. Il y a donc une réaction chimique entre MnO_4^- et SO_2 .

2) Il y a réaction d'oxydoréduction, dont les demi-équations

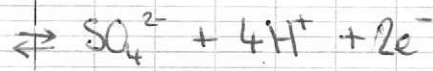
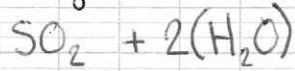
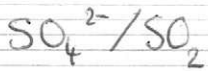
Réactifs

Produits



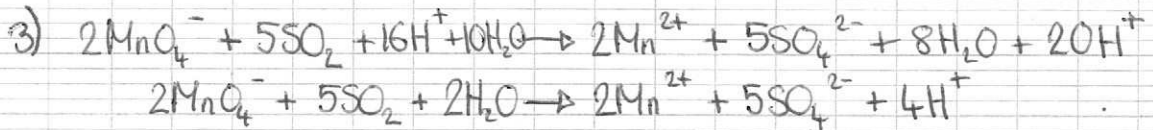
Oxydant

Reducteur



Reducteur

Oxydant



4) A force d'ajouter le permanganate violet (MnO_4^-) au SO_2 incolore on arrive au moment où tout le SO_2 est consommé et donc il n'y a plus de réaction possible. MnO_4^- est devenu le réactif en excès.

5) Lorsque la coloration violette persiste cela signifie qu'on a apporté la quantité de matière juste nécessaire de MnO_4^- pour faire disparaître tout le SO_2 initialement présent. On dit qu'on a atteint le point d'équivalence. En ce point d'équivalence les deux réactifs ont été introduits dans les proportions stoechiométriques de l'équation de la réaction. On a alors la relation suivante :

$$\frac{n(\text{MnO}_4^-)_{\text{apportée}}}{2} = \frac{n(\text{SO}_2)_{\text{initialement présent}}}{5}$$

2. Etude quantitative.

Proposer le protocole expérimental qui vous permet de doser le dioxyde de soufre contenu dans le volume $V_{\text{Eau de pluie}} = 10,0 \text{ mL}$ d'une eau de pluie contenant du dioxyde de soufre par une solution de permanganate de potassium de concentration $C_1 = (1,0 \pm 0,2) \times 10^{-2} \text{ mol/L}$.

En conclusion, calculer la concentration en dioxyde de soufre dans la solution étudiée.

Je réalise le montage suivant:

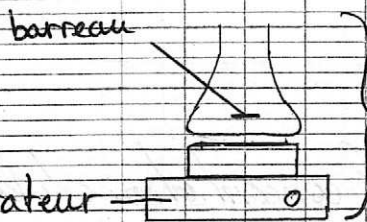


Burette

Espèce Titrate MnO_4^- (violette)

$$C_1 = (4,0 \pm 0,2) \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$V_1 = ?$$



Erlenmeyer

Espèce titrée : eau ploie
(SO_2)

$$C_2 = ?$$

$$V_2 = 10,0 \text{ mL}$$

J'observe le changement de couleur pour un volume versé $V_1 = 13,3 \text{ mL}$

$$\frac{n(\text{SO}_2)}{5} = \frac{n(\text{MnO}_4^-)}{2}$$

$$\frac{C_2 \times V_2}{5} = \frac{C_1 \times V_1}{2}$$

$$C_2 \times V_2 = 5 \times \frac{C_1 \times V_1}{2}$$

$$C_2 = 5 \times \frac{C_1 \times V_1}{2 \times V_2}$$

$$C_2 = 5 \times \frac{4,0 \times 10^{-2} \times 13,3}{2 \times 10,0}$$

$$= 3,3 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

On ne peut pas donner un résultat sans tenir compte des incertitudes de mesures.

Pour cela on applique la relation donnée sur le document suivant

Indications pour l'évaluation des incertitudes.

□ Pour calculer la concentration C , on a la relation $C = \frac{5}{2} \frac{C_1 \times V_1}{V_2}$

L'incertitude ΔC est donnée par la relation

$$\Delta C = C \times \sqrt{\left(\frac{\Delta C_1}{C_1}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_1}{V_1}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_2}{V_2}\right)^2}$$

□ Pour les incertitudes ΔV_1 et ΔV_2 sur les mesures de volume à la burette (pour V_1) et à la pipette (pour V_2), il existe deux contributions.

- L'une est due aux lectures sur la burette et la pipette utilisée pour faire cette mesure.
- L'autre résulte à la tolérance indiquée sur la burette et la pipette par le fabricant.

On supposera que ces incertitudes ont pour valeur $\Delta V_1 = \Delta V_2 = 0,1 \text{ mL}$.

avec • ΔC_1 incertitude relative sur la concentration de la solution titrante

dans l'énoncé on me donne

$$C_1 = \underbrace{(1,0 \pm 0,2)}_{\Delta C_1} \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\Rightarrow \Delta C_1 = 0,2 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

• ΔV_1 et ΔV_2 incertitudes relatives sur les volumes
on nous indique $\Delta V_1 = \Delta V_2 = 0,1 \text{ mL}$

$$\Rightarrow \Delta C_2 = C_2 \times \sqrt{\left(\frac{\Delta C_1}{C_1}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_1}{V_1}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_2}{V_2}\right)^2}$$

$$\Rightarrow \Delta C_2 = 3,3 \times 10^{-2} \times \sqrt{\left(\frac{0,2}{1,0}\right)^2 + \left(\frac{0,1}{13,3}\right)^2 + \left(\frac{0,1}{10,0}\right)^2}$$

$$\Rightarrow \Delta C_2 = 0,66 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \approx 0,7 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\Rightarrow \underline{\underline{C_2 = (3,3 \pm 0,7) \times 10^{-2} \text{ mol/L}}}$$