

Mesure de la pollution de l'air a proximité d'une cheminée d'usine

Mesure de la teneur en dioxyde de soufre dans les gaz d'une cheminée

On désire contrôler la teneur en SO_2 dans l'effluent gazeux d'une cheminée d'usine.

Le dioxyde de soufre étant très soluble dans l'eau, on fait barboter lentement un volume de $0,1\text{m}^3$ d'air prélevé à proximité de la cheminée dans de l'eau distillée de façon à obtenir $V=50,0\text{mL}$ d'une solution aqueuse incolore de dioxyde de soufre SO_2 .

On réalise ensuite un dosage redox de cette préparation par une solution acidifiée de permanganate de potassium ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$) de couleur violette et de concentration

$C_1=2,5 \cdot 10^{-3}\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Le volume versé pour obtenir l'équivalence est $V_1=12,0\text{mL}$.

1-Déterminer les nombres d'oxydation des éléments Mn dans MnO_4^- et Mn^{2+} et S dans SO_2 et SO_4^{2-}

2-Écrire l'équation bilan du dosage en vous servant des nombres d'oxydation.

On donne les potentiels normaux des couples:

$E_0(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+})=1,51\text{V}$ et $E_0(\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2)=0,17\text{V}$

3-Définir l'équivalence et faire un schéma de l'expérience de dosage.

4-Calculer la quantité de matière (nombre de moles) de SO_2 par m^3 d'effluent. Conclure en sachant que la norme autorisée ne doit pas dépasser est de $250\mu\text{g}/\text{m}^3$.

Corrigé

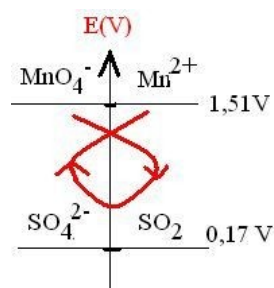
1) Dans MnO_4^- : n.o.(Mn) + 4.(-II) = -1 à n.o.(Mn) = -1 + 8 = VII

Mn^{2+} : n.o.(Mn) = +II

SO_2 : n.o.(S) = +IV

SO_4^{2-} : n.o.(S) = +VI

2) La valeur des potentiels redox montre la possibilité d'une réaction suivant la flèche.



Au cours de la transformation le n.o. de Mn diminue de 5 unités ; MnO_4^- (l'oxydant) subit une réduction pour donner Mn^{2+} .

Le n.o. de S augmente de 2 unités ; SO_2 (le réducteur) subit une oxydation pour donner SO_4^{2-} .

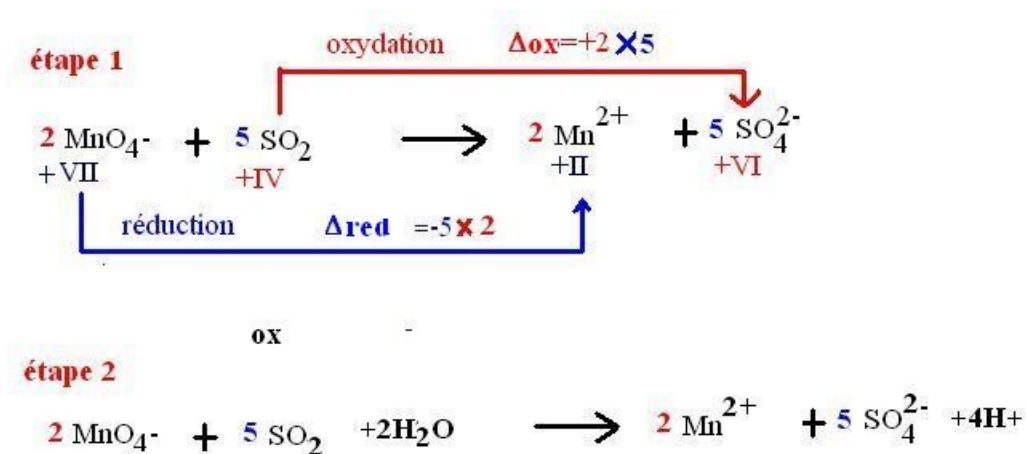
Dans le bilan, la variation totale(*) du nombre d'oxydation Δ_{ox} de l'élément oxydé S doit être égale à l'opposé de la variation totale (*) du nombre d'oxydation Δ_{red} de l'élément réduit Mn. $\Delta_{\text{ox}} = -\Delta_{\text{red}}$

(*) la variation totale tient compte des coefficients stœchiométriques de l'équation et du nombre d'atomes de chaque élément dans les formules.

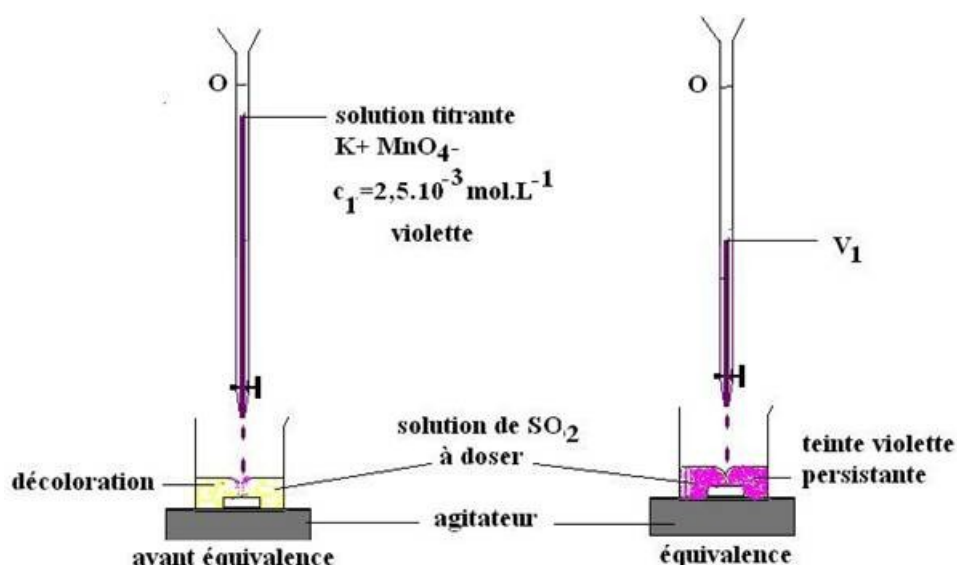
Attribuons les coefficients stœchiométriques de l'équation pour obtenir

$\Delta_{\text{ox}} = -\Delta_{\text{red}}$ soit 5 pour l'oxydation et 2 pour la réduction (étape 1):

Puis équilibrons l'élément O avec H_2O et l'élément H avec H^+ . (étape 2)



3) L'équivalence est obtenue lorsque les réactifs sont mélangés dans les proportions stœchiométriques de l'équation bilan précédente.



Avant l'équivalence la solution de permanganate (en défaut) se décolore au contact de la solution de dioxyde de soufre.

Au point d'équivalence, la solution dans le bécher prend une teinte persistante violette, le permanganate devenant très légèrement en excès. Il faut verser goutte à goutte avec la pipette au voisinage de l'équivalence et repérer alors le volume V_1 versé.

4) Nous pouvons écrire alors:

$$\frac{n_{\text{MnO}_4^- \text{ disp}}}{2} = \frac{n_{\text{SO}_2 \text{ formée}}}{5}$$

$$\text{d'où } n_{\text{SO}_2 \text{ formée}} = \frac{5}{2} \cdot C_1 \cdot V_1 = 2,5 \cdot 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 12 \cdot 10^{-3} = 7,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol dans } 0,1 \text{ m}^3 \text{ d'air}$$

Soit $n_{\text{SO}_2} = 75 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ dans 1 m³ d'air

Cela représente **une masse de $m = n \cdot M = 75 \cdot 10^{-5} \cdot 64 = 48000 \cdot 10^{-6} = 48000 \mu\text{g}$** par m³ d'air.

Valeur très supérieure à la teneur autorisée.