

Nom :

## ANALYSE ET SYNTHÈSE DE DOCUMENTS SCIENTIFIQUES



Pour commencer une [vidéo](#) présentant le phénomène de pluies acides

**Doc. 1 Les pluies acides**

« Les pluies acides » est un terme utilisé pour décrire toute forme de précipitation acide (pluies, neige, brouillard ...).

Deux types de polluants, le dioxyde de soufre et les oxydes d'azote, sont les principales causes des pluies acides. Ces polluants s'oxydent dans l'air pour former de l'acide sulfurique et de l'acide nitrique.

On les retrouve dans les nuages et les précipitations, parfois à des milliers de kilomètres de leur point d'émission.

Le pH des précipitations peut être très faible ; on a, par exemple, mesuré en 1979 en Virginie un pH égal à 1,5 ou encore en Californie un pH de 1,7. Le pH naturel d'une pluie est de l'ordre de 5,6.

**Doc. 2 L'origine des polluants**

Le dioxyde de soufre  $\text{SO}_2$  dans l'atmosphère provient essentiellement de la combustion de sources d'énergie fossile contenant du soufre. Il s'oxyde au contact du dioxygène en trioxyde de soufre  $\text{SO}_3$  qui au contact de l'eau est transformé en acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Les émissions d'oxydes d'azote sont d'origine naturelle (volcans, bactéries...) et surtout anthropique (combustion de sources d'énergie fossile). La température très élevée dans les chambres de combustion des moteurs entraîne l'oxydation du diazote atmosphérique par le dioxygène de l'air en monoxyde d'azote.

**Doc. 3 Effets des pluies acides**

Les pluies acides endommagent les forêts et empoisonnent sols, lacs et rivières. L'acidité des eaux peut mettre en solution des sels d'aluminium contenus dans des silicates, comme les argiles. Or, très toxiques, ces sels perturbent la photosynthèse des végétaux et la biologie des organismes aquatiques.

Si le pH est inférieur à 4, les vertébrés et la plupart des invertébrés et des microorganismes sont détruits. Seules quelques algues et bactéries survivent.

**Doc. 4 Méthode de lutte : le chaulage**

L'ajout de chaux  $\text{CaO(s)}$  permet de rétablir le pH des eaux de lacs et de rivières. Après réaction avec l'eau, la chaux donne une solution d'hydroxyde de calcium ( $\text{Ca}^{2+} + \text{HO}^-$ ) qui réagit avec l'acide sulfurique (formée d'ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) présent dans les eaux des lacs et rivières.



Chaulage d'un lac.

**Questions**

- 1- Quelles sont les espèces chimiques principalement responsables des pluies acides ? Indiquer leur(s) origine(s).
- 2- Écrire les deux équations des réactions expliquant la formation de l'acide sulfurique.
- 3- Quelles peuvent être les conséquences des pluies acides ?
- 4- Écrire l'équation de la réaction acido-basique ayant lieu lors du chaulage d'un lac. Quel est donc l'intérêt de répandre de la chaux sur un lac ?
- 5- Montrer qu'une eau de pH 4 contient 40 fois plus d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  qu'une eau de pluie normale de pH.
- 6- Combien de fois l'eau de pH 1,5 mesurée à Pittsburg est-elle plus acide que l'eau de pluie normale.

Réponses :

## DOSAGE DU DIOXYDE DE SOUFRE

Le dioxyde de soufre  $SO_2(g)$  est un gaz irritant, présent dans l'atmosphère. Soluble dans l'eau, il contribue aux pluies acides. Le dioxyde de soufre anthropique est principalement émis par les industries pétrolières et les centrales thermiques ; ce gaz est un traceur de la pollution industrielle. Il est donc important d'en évaluer sa concentration, notamment dans l'eau.

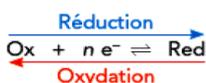
### 1. Echauffement

- ✓ 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 molaire  $C_1 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . Observer.
- ✓ Poursuivre cet ajout, en agitant, tant que la décoloration est très rapide.
- ✓ Pourquoi peut-on affirmer qu'une réaction a lieu ? .....

La réaction qui a lieu est une **réaction d'oxydoréduction** mettant en jeu les couples oxydant / réducteur  $SO_4^{2-}/SO_2$  et  $MnO_4^- / Mn^{2+}$

#### Rappels 1<sup>ère</sup> S

- ✓ Un **réducteur** est une espèce chimique capable de **céder** un ou plusieurs électrons  $e^-$ .
- ✓ Un **oxydant** est une espèce chimique capable de **capturer** un ou plusieurs électrons  $e^-$ .
- ✓ Deux espèces conjuguées Ox et Red forment un **couple oxydant / réducteur**, noté Ox / Red, si elles peuvent être reliées par une **demi-équation d'oxydoréduction** :



- ✓ **Établir une demi-équation d'oxydoréduction** :

1. Débuter l'écriture de la demi-équation :  
$$\text{Ox} + e^- \rightleftharpoons \text{Red}$$
2. Assurer, ou vérifier, la **conservation** des éléments chimiques autres que H et O.
3. Assurer la conservation de l'élément **O** avec des molécules d'eau  $H_2O(l)$ .
4. Assurer la conservation de l'élément **H** avec des ions hydrogène  $H^+(aq)$ .
5. Assurer la **conservation de la charge électrique** en ajustant le nombre  $n$  d'électron

- ✓ Établir les demi-équations d'oxydoréduction des couples mis en jeu, dans le sens où elles se produisent :
- ✓ En déduire l'équation de la réaction entre le dioxyde de soufre  $\text{SO}_2$  et les ions permanganate  $\text{MnO}_4^-$  :
- ✓ Continuer l'ajout goutte par goutte de la solution de permanganate de potassium dans le tube à essai jusqu'à obtenir une coloration rose persistante du mélange. Pourquoi la solution ne se décolore plus ?

Lorsque le mélange réactionnel se colore, on a réalisé un mélange **stoechiométrique** des réactifs

#### Rappels

- ✓ Un mélange est **stoechiométrique** si les **quantités initiales des réactifs** sont dans les **proportions** des **nombre stoechiométriques** des réactifs.
- ✓ Ainsi, pour la réaction d'équation :  $a A + b B \rightarrow c C + d D$  où A et B sont les réactifs et **a** et **b** leur nombre stoechiométrique respectif, le mélange initial est stoechiométrique si :

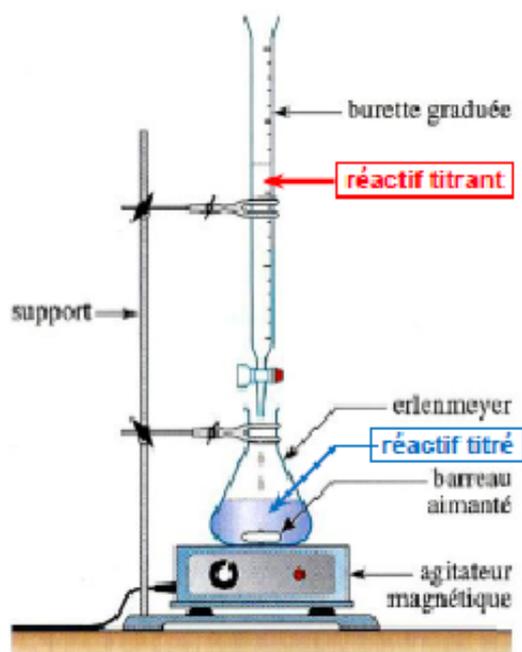
$$\frac{n_0(A)}{a} = \frac{n_0(B)}{b}$$

- ✓ Quelle relation (dite à l'équivalence du dosage) peut-on écrire entre les quantités de matière des réactifs lorsqu'on a réalisé un mélange stoechiométrique lors de l'expérience précédente ?

## 2. Dosage par titrage du dioxyde de soufre présent dans une eau

1. Compléter le schéma ci-contre en indiquant les différentes solutions mises en jeu ainsi que toutes les valeurs connues (le réactif titré correspond à la solution dont on cherche à déterminer sa concentration)

2. Mettre en œuvre le protocole proposé de manière à déterminer le volume  $V_{\text{eq}}$  de solution de permanganate de potassium versé à l'équivalence. On réalisera un dosage rapide suivi d'un dosage précis.



$V_{\text{réq rapide}} =$

$V_{\text{éq précis}} =$

3. A l'équivalence d'un dosage les réactifs sont mélangés dans les proportions stoechiométriques données par l'équation chimique. En déduire alors la relation à l'équivalence de ce dosage entre les quantités de matière des réactifs c'est-à-dire  $n_{\text{présent}}(\text{SO}_2)$  et  $n_{\text{ajoutés}}(\text{MnO}_4^-)$

4. En déduire l'expression puis la valeur de la concentration molaire en dioxyde de soufre dans la solution étudiée.

5. Calculer la masse de dioxyde de soufre présente dans un volume de 1L de la solution étudiée.

$$\text{Données : } M_S = 32,0 \text{ g.mol}^{-1} ; M_O = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}.$$