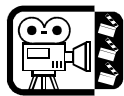


Analyse et synthèse de documents scientifiques : environ 20 min



Le professeur va vous montrer des extraits d'un film sur les pluies acides (film intégral d'une durée de 27 min à voir sur <http://acver.fr/53t>).

Document 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.

Document 2 L'origine des polluants



Le dioxyde de soufre 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 SO_3 qui au contact de l'eau est transformé en acide sulfurique H_2SO_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.

Document 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.



D'après le site www.cnrs.fr/eau

Document 4 Méthode de lutte : le chaulage

L'ajout de chaux vive CaO(s) permet de rétablir le pH des eaux de lacs et de rivières.

Après réaction avec l'eau, la chaux vive donne de la chaux éteinte $\text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{HO}^{-}_{(aq)}$.



Chaulage d'un lac.

© Nathan

Questions relatives aux documents

- Q1.** Quelles sont les espèces chimiques principalement responsables des pluies acides ? Indiquer leur(s) origine(s).
- Q2.** Écrire les deux équations des réactions de formation de l'acide sulfurique.
- Q3.** Quelles peuvent être les conséquences des pluies acides ?
- Q4.** Pourquoi répandre de la chaux vive dans un lac acide ?

Pratique expérimentale : 90 min

Dosage du dioxyde de soufre

Le dioxyde de soufre $\text{SO}_2(\text{g})$ 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.

I. Étude qualitative :

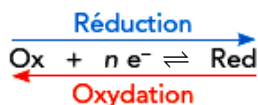
- Dans un tube à essais contenant 3 mL d'une solution aqueuse incolore de dioxyde de soufre, ajouter, goutte à goutte et en agitant, une solution violette de permanganate de potassium $\text{K}^+(\text{aq}) + \text{MnO}_4^-(\text{aq})$ de concentration molaire $C_1 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Observer.
- Poursuivre cet ajout, en agitant, tant que la décoloration est très rapide.

Q5. 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 $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) / \text{SO}_2(\text{aq})$ et $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) / \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$.

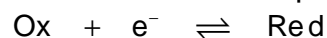
Rappels 1^{ère} S

- ✓ Un **réducteur** est une espèce chimique capable de **céder** un ou plusieurs électrons e^- .
- ✓ Un **oxydant** est une espèce chimique capable de **capter** 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 :



2. Assurer, ou vérifier, la **conservation** des éléments chimiques autres que H et O.

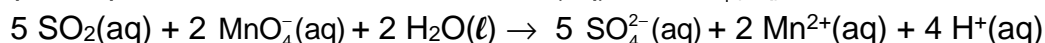
3. Assurer la conservation de l'élément **O** avec des molécules d'eau $\text{H}_2\text{O}(\ell)$.

4. Assurer la conservation de l'élément **H** avec des ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$.

5. Assurer la **conservation de la charge électrique** en ajustant le nombre n d'électron

Q6. Établir les demi-équations d'oxydoréduction des couples mis en jeu, dans le sens où elles se produisent.

En déduire que l'équation de la réaction entre $\text{SO}_2(\text{aq})$ et $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ est :



• Continuer l'ajout de la solution de permanganate de potassium dans le tube à essais précédent jusqu'à coloration persistante du mélange réactionnel.

Q7. Pourquoi la solution ne se décolore-t-elle plus ?

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

Rappels

- ✓ Un mélange est **stœchiométrique** si les **quantités initiales des réactifs** sont dans les **proportions** des **nombre stœchiométriques** 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 stœchiométrique respectif, le mélange initial est stœchiométrique si :

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

Q8. Quelle relation peut-on écrire entre les quantités initiales des réactifs lorsqu'on a réalisé un mélange stœchiométrique lors de l'expérience précédente ?

II. Étude quantitative :

Q9. Élaborer un protocole expérimental pour déterminer, par dosage, la quantité $n_0(\text{SO}_2)$ de dioxyde de soufre contenue dans un volume $V(\text{SO}_2)$ précis de la solution étudiée.

Le protocole doit détailler la liste du matériel et de la verrerie à utiliser, les diverses manipulations à réaliser et la façon dont on repère l'équivalence du titrage.

Mettre en œuvre le protocole après discussion avec le professeur.

Réaliser deux dosages concordants.

Q10. À l'aide de l'équation établie au paragraphe I., exprimer la quantité $n_0(\text{SO}_2)$ de dioxyde de soufre présente dans le volume $V(\text{SO}_2)$ en fonction de la quantité $n_{\text{éq}}(\text{MnO}_4^-)$ de permanganate de potassium versée à l'équivalence du titrage.

Exprimer la quantité $n_0(\text{SO}_2)$ en fonction des grandeurs C_1 et $V_{\text{éq}}$.

Q11. En déduire la valeur de la concentration en dioxyde soufre $c(\text{SO}_2)$ dans la solution étudiée.

Q12. Mettre en commun les résultats des n groupes de la classe.

Calculer la moyenne $c(\text{SO}_2)_{\text{moy}}$ en excluant éventuellement les valeurs aberrantes.

Calculer l'écart-type expérimental σ_{n-1} .

Déterminer l'incertitude élargie associée à la concentration $c(\text{SO}_2)$, définie par $U(c\text{SO}_2) = \frac{2\sigma_{n-1}}{\sqrt{n}}$,

où σ_{n-1} est l'écart-type expérimental et n le nombre de mesures. On ne conserve qu'un seul chiffre significatif pour l'incertitude et on arrondit par excès.

Exprimer le résultat de la concentration $c(\text{SO}_2)$ sous la forme d'un intervalle de confiance.

n° gpe	1	2	3	4	5	6	7	8	9
$c(\text{SO}_2)$ mmol/L									