

ACTIVITÉS EXPÉRIMENTALES ET DOCUMENTAIRES - PLUIES ACIDES

PRINCIPE DU TITRAGE DE LA TENEUR EN SO₂ DISSOUS

I. MISE EN CONTEXTE, INTÉRÊT DE TITRER LE DIOXYDE DE SOUFRE - LES PLUIES ACIDES

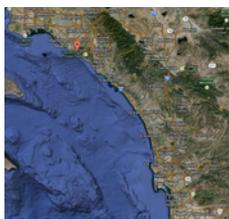
Définition :

Le terme de « pluie acide » désigne l'ensemble des précipitations présentant une acidité supérieure à celle due à la présence de gaz carbonique dans l'air. La pluie est naturellement acide, avec un pH voisin de 5,6.

Les principaux polluants à l'origine de l'acidité des pluies sont le dioxyde de soufre SO₂ et les oxydes d'azote NO_x.

Doc 1 : Une définition des pluies acides

En 1979, le pH de précipitations tombées à Wheeling, en Virginie, est mesuré à 1,5.



En 1982, le brouillard prélevé à Corona Del Mar, en Californie, a un pH de 1,7.

Doc 3 : Quelques exemples de pluies acides

Ces pluies acides endommagent les forêts et empoisonnent sols, lacs et rivières. Dans un premier temps, si le pouvoir tampon des eaux qui reçoivent ces pluies est suffisant, les carbonates et les bicarbonates qu'elles renferment neutralisent l'apport acide sans que leur acidité naturelle ne varie. Mais si les apports acides sont trop importants ou que leur pouvoir tampon est trop faible, leur acidité peut augmenter brutalement. Lorsqu'elle est suffisante (pH inférieur à 5), l'acidification des eaux met en solution des sels d'aluminium contenus dans des silicates, comme les argiles, et dont la solubilité croît rapidement avec l'acidité du milieu (pour un pH supérieur à 6, l'aluminium n'est pas soluble dans l'eau). Or, très toxiques, ces sels perturbent la photosynthèse des végétaux et la biologie des organismes aquatiques. D'autres métaux toxiques, comme le cadmium et le plomb, jusque-là bloqués dans les sédiments, sont également libérés. Si l'acidité augmente encore (pH inférieur à 4), les vertébrés et la plupart des invertébrés et des micro-organismes sont détruits. Seules quelques algues et quelques bactéries survivent.

Doc 5 : Les effets des pluies acides

| pH | 6,5 | 6,0 | 5,5 | 5,0 | 4,5 | 4,0 |
|------------|-----|-----|-----|-----|-----|-----|
| Truite | | | | | | |
| Perche | | | | | | |
| Grenouille | | | | | | |
| Salamandre | | | | | | |
| Mollusque | | | | | | |
| Langouste | | | | | | |
| Escargot | | | | | | |
| Éphémère | | | | | | |

Doc 2 : pH de survie de diverses espèces

L'ajout de chaux vive CaO_(s) (chaulage) permet de rétablir le pH des eaux de lacs et rivières. Après réaction avec l'eau, la chaux vive donne de la chaux éteinte Ca_(aq)²⁺ + 2 HO_(aq)⁻.

Doc 4 : Méthodes de lutte

1. Définitions et causes

1. Une pluie dont le pH est 5,6 peut-elle être qualifiée d'acide au sens chimique ? Et au sens environnemental ?
2. Quelle espèce chimique est responsable de l'acidité naturelle de la pluie ?
3. Formation de l'acide sulfurique :
 - a. Le dioxyde de soufre SO_{2(g)} peut réagir avec le dioxygène de l'air pour former du trioxyde de soufre SO_{3(g)}.
 - b. Dissolution du trioxyde de soufre : $SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow \underbrace{H_2SO_{4(aq)}}_{\text{acidesulfurique}}$

Écrire l'équation de l'oxydation du dioxyde de soufre par le dioxygène O_{2(g)} en trioxyde de soufre.

2. Conséquences et remèdes (pour aller plus loin)

1. Quelle serait la concentration en ions oxonium H_3O^+ d'une solution possédant le même pH que la pluie prélevée à Wheeling en 1969 ?
2. Quelles espèces aquatiques seraient en mesure de survivre dans une eau telle que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,6 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$?
3. Pourquoi répandre de la chaux vive dans un lac ?

Précisions sur le pH :

Le pH d'une solution dépend de la concentration en ions oxonium H_3O^+ .

Par définition, le pH se calcule de la manière suivante :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Réciproquement, la concentration en ions H_3O^+ se calcule à partir du pH : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$.

Les ions oxoniums réagissent entre autre avec les ions hydroxyde selon la réaction suivante :



Doc 6: pH et concentration en ions H_3O^+ (hors programme)

II. DÉTERMINATION DE LA TENEUR EN DIOXYDE DE SOUFRE DANS UNE « PLUIE ACIDE »

On se propose de mettre en œuvre un protocole expérimental permettant de déterminer la teneur en dioxyde de soufre dissous dans une eau de pluie.

On travaillera avec une « pluie acide » fabriquée pour l'occasion au laboratoire.

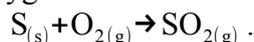


Illustration 1 :
Molécule de dioxyde de soufre

1. « Fabrication » de la pluie acide

La molécule de dioxyde de soufre est représentée ci-contre.

Le dioxyde de soufre est notamment produit par combustion du soufre, présent comme impureté dans le charbon, dans le dioxygène de l'air suivant la réaction suivante :



Solubilité du dioxyde de soufre dans l'eau à 20 °C : $s = 1,13 \times 10^2 \text{ g.L}^{-1}$.

On simule la création d'une pluie acide par la combustion de soufre dans un volume d'air (21 % en volume est du dioxygène) voisin de 750 mL.

Le dioxyde de soufre est ensuite dissout dans un volume d'eau $V = 200,0 \text{ mL}$.

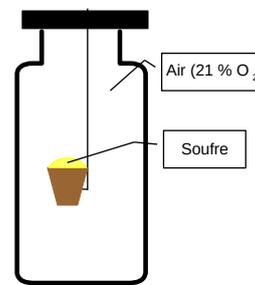


Illustration 2: Combustion du soufre dans l'air

2. Titrage de la pluie acide créée

L'objectif de cette étape de titrage est la détermination de la concentration en dioxyde de soufre dissous, notée C_{SO_2} , de la « pluie acide ».

a. Observations préliminaires (au bureau) et mise en place du protocole

1. **Au bureau** – On prélève environ 10 mL de la pluie acide dans un bécher et on y verse la solution de permanganate de potassium ($\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$) de concentration apportée $C_{\text{MnO}_4} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Que se passe-t-il au fur et à mesure qu'on ajoute la solution de permanganate de potassium ?

Notez-vous un changement d'apparence du système chimique ? Interprétez ce changement en termes de réactif limitant.

2. Réaction support du titrage

Les couples oxydant/réducteur mis en jeu sont les suivants : $\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} / \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$ et $\text{SO}_2_{(\text{aq})} / \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$.

a. Écrire les demi-équations des couples mentionnés.

b. En déduire l'équation de la réaction support du titrage entre SO_2 et MnO_4^- .

3. Définitions essentielles liées au titrage

Réactif titré : réactif dont on cherche à déterminer la concentration.

Réactif titrant : réactif utilisé pour déterminer la concentration en réactif titré. Il est introduit progressivement dans le système chimique.

Équivalence du titrage : la réaction support d'un titrage est une réaction **TOTALE**. En **DÉBUT DE TITRAGE**, le **RÉACTIF TITRANT** est le **RÉACTIF LIMITANT** jusqu'à consommation complète du réactif titré. En **FIN DE TITRAGE**, le **RÉACTIF TITRÉ** est le **RÉACTIF LIMITANT**. **L'ÉQUIVALENCE** du titrage correspond à l'instant particulier où s'opère le **CHANGEMENT DE RÉACTIF LIMITANT**.

À L'ÉQUIVALENCE, LES RÉACTIFS TITRANT ET TITRÉ SONT COMPLÈTEMENT CONSOMMÉS, ILS ONT ÉTÉ INTRODUITS DANS LES PROPORTIONS DE L'ÉQUATION DE LA RÉACTION SUPPORT DU TITRAGE.

4. Mise en œuvre du titrage

- Compléter le schéma ci-contre en indiquant l'emplacement du réactif titrant et du réactif titré.
- Comment repère-t-on l'équivalence dans ce titrage ?
- À l'équivalence, quelle relation peut-on écrire entre les quantités de matière de MnO_4^- versé et de soufre SO_2 présent initialement ?

b. Détermination expérimentale de la teneur en dioxyde de soufre

Il s'agit ici de reproduire l'expérience réalisée lors des observations préliminaires mais en mesurant les volumes des solutions **AVEC LA PLUS GRANDE PRÉCISION POSSIBLE, NOTAMMENT AFIN DE DÉTERMINER L'ÉQUIVALENCE DU TITRAGE.**

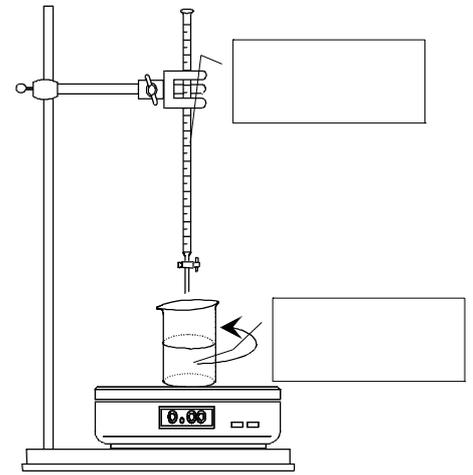


Illustration 3: Montage permettant le titrage

- Verser la solution titrante dans la burette, en s'assurant **DE L'ABSENCE DE BULLE AU NIVEAU DU ROBINET** : on commence le remplissage **ROBINET OUVERT**.
Ajuster le zéro de la burette → faites le vérifier par l'enseignant.
- Verser la prise d'essais de volume $V_{\text{pluie}} = 10,0 \text{ mL}$ dans le bécher et commencer une agitation modérée.
- Verser lentement la solution titrante jusqu'à l'équivalence. Noter le volume versé $V_{\text{équiv}} = \dots\dots\dots \text{ mL}$.
- Modifier la relation écrite au **4c** de façon à faire intervenir :
 - x la concentration de la solution de permanganate de potassium $C_{\text{MnO}_4^-}$
 - x le volume versé à l'équivalence $V_{\text{équiv}}$
 - x la concentration inconnue C_{SO_2}
 - x le volume V_{pluie}
- En déduire la valeur de la concentration C_{SO_2} .

Dans les conditions de l'expérience, on a pu former environ $8,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de dioxyde de soufre. Quel pourcentage de dioxyde de soufre s'est dissous dans l'eau ?