

## Sur une modeste recherche d'ions

---

### I. RECHERCHE DE L'ION NITRATE.

Le test suivant est donné par le « manuel du chimiste » (Spravochnik KHIMIKA) (Khimija, Moscou, 1965, tome IV, p. 212, en russe) :

Dans quelques gouttes de solution à analyser, ajouter une goutte de permanganate dilué, quelques gouttes d'acide sulfurique dilué à 1/4 (4,5 M), et placer un grain de zinc métallique ; faire un témoin avec de l'eau, additionnée des mêmes réactifs.

En présence d'ion nitrate, la solution se décolore en quelques minutes.

On peut ajouter à plusieurs reprises des gouttes de permanganate N/10, et observer chaque fois la décoloration, avant que le témoin ne soit décoloré.

Ce test est beaucoup plus sensible que le test du cuivre (quelques gouttes de solution à analyser + volume égal d'acide sulfurique au demi (9 M) + une tournure de cuivre : coloration bleue ou verte, et dégagement de gaz qui rougit dans l'air du tube, et qui est odorant.

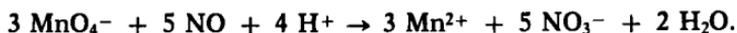
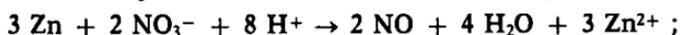
Il est de même sensibilité (0,04 mg/ml environ) que le test au complexe nitrosoferreux : quelques gouttes de solution à analyser, additionnée d'une pincée de sulfate ferreux, puis, sans mélanger, avec une pipette allant au fond du tube, quelques gouttes d'acide sulfurique concentré : anneau brun dû à  $\text{Fe}(\text{NO})^{2+}$ .

Il est moins sensible que le test à la diphenylamine (0,01 mg/ml), et les tests par réduction à l'état  $\text{NH}_3$  (par Zn et KOH) : 0,002 mg/ml et par réduction à l'état de nitrite (reconnu par l'iode - empois d'amidon, ou le réactif de Griess) par Zn + l'acide acétique.

La théorie du test est assez simple pour être expliquée aux élèves de seconde :

Le zinc, en milieu acide, attaque l'ion nitrate et le réduit à l'état d'oxyde d'azote NO ; l'oxyde d'azote réduit le permanganate, et régénère l'ion nitrate : il y a donc catalyse par l'ion nitrate de la réduction de l'ion permanganate par le zinc.

Il ne me paraît pas utile d'écrire en seconde les équations de réaction, mais elles ne présentent aucune difficulté, surtout si on décompose en demi-réactions électroniques :



Le zinc réduit lentement l'ion permanganate, en l'absence de catalyse.

L'expérience marche bien ; elle est sans danger ; elle amuse les élèves de seconde, et leur donne un exemple simple de catalyse.

Elle permet, modestement, de rechercher l'ion nitrate, par exemple dans un engrais azoté.

## II. TEST DES PHOSPHATES (non spécifique : les fluorures gênent).

Dans quelques gouttes de solution, placer un papier au violet de méthyle : s'il reste violet ( $\text{pH} > 3$ ), ajouter goutte à goutte de l'acide chlorhydrique N jusqu'à ce qu'il vire au bleu ( $\text{pH} 1,5$ ) : ajouter alors quelques gouttes de chlorure ferrique M/10.

Il y a décoloration de la solution en présence de phosphate. Ajouter alors (après avoir retiré le papier réactif), de l'ammoniac N, goutte à goutte : on a un précipité blanc de phosphate ferrique :  $\text{FePO}_4$ .

Pour observer le précipité jaune de phosphate d'argent, il faut un  $\text{pH}$  supérieur à 3, et l'absence de chlorure, et autres anions gênants.

## III. ETUDE D'UN ENGRAIS LIQUIDE POUR FLEURS, ACHETE AU SUPER-MARCHE.

L'étiquette dit : azote : 4 % ; acide phosphorique : 2 % ; potassium : 3 % ; micro-éléments... :

a) essai avec le papier  $\text{pH}$  :  $\text{pH} = 6$  ; donc presque neutre ;

b) essai à la soude : quelques gouttes de solution + soude M goutte à goutte ; pas de précipité, mais odeur d'ammoniac ; un papier à la phtaléine, placé dans le tube, rosit. Donc, présence de  $\text{NH}_4^+$  ;

c) essai à la flamme : un fil d'acier inoxydable (ou de fer, ou mieux de platine), trempé dans le mélange d'une goutte de solution et d'une goutte d'acide chlorhydrique N est porté

dans la flamme bleue (« homogène ») du bunsen : coloration jaune intense : sodium. Avec le filtre bleu (plexiglas bleu foncé ou verre au cobalt), la flamme paraît violette : caractéristique du potassium. Donc,  $\text{Na}^+$  et  $\text{K}^+$  ;

d) essai au sulfure : quelques gouttes de la solution + une goutte de sulfure de sodium (solution concentrée) : pas de précipité, mais léger brunissement : traces de métaux « lourds » : sans doute les micro-éléments de l'étiquette ;

e) essai au nitrate d'argent : quelques gouttes de liqueur +  $\text{AgNO}_3$  M/10 goutte à goutte : précipité blanc à la première goutte, jaune ensuite : se dissout dans l'ammoniaque N. Donc,  $\text{Cl}^-$  et  $\text{PO}_4^{3-}$  (ou plus exactement  $\text{HPO}_4^-$ ) ;

f) test des phosphates : au chlorure ferrique : positif ;

g) test des nitrates : positif ;

h) recherche du potassium : quelques gouttes de solution + quelques gouttes d'acide perchlorique M : précipité blanc  $\text{KClO}_4$ .

#### CONCLUSION.

Cette solution contient les ions :  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$  et  $\text{HPO}_4^-$ .

#### Remarque.

Seule, une analyse quantitative complète, et une observation attentive des tarifs des produits chimiques en gros pourrait dire comment cette solution a été réalisée : on peut penser que le fabricant a dissous dans la même eau : du nitrate d'ammonium, du chlorure de potassium, et du phosphate disodique.

L'essai au chlorure de baryum montre un précipité, soluble dans  $\text{HCl}$  M : donc absence d'ion  $\text{SO}_4^-$ .

L. VAREILLE (*Amiens*).

---