

## Détermination expérimentale du produit de solubilité de l'iodate de baryum

### I. PRINCIPE.

On mélange des solutions de nitrate de baryum et d'iodate de potassium, puis on détermine la composition de la solution en équilibre avec le précipité.

### II. LES PRODUITS.

Préparer par pesée :

- du nitrate de baryum  $\approx \frac{M}{10}$ ,
- de l'iodate de potassium  $\approx \frac{M}{10}$ ,
- du thiosulfate de sodium ou de potassium  $\frac{M}{100}$ ,
- et du sulfate de sodium  $\frac{M}{20}$ .

Il faut, en outre, de l'iodure de potassium solide ou en solution et de l'acide sulfurique environ 1 N.

### III. MODE OPERATOIRE.

Dans une série de béchers de 400 ml, on introduit environ 100 ml d'eau, puis chacun des deux réactifs en quantités quelconques. Agiter pour faciliter la formation du précipité et laisser reposer une demi-heure, filtrer et procéder à l'analyse du filtrat.

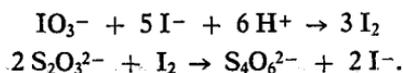
### IV. ANALYSE DU FILTRAT.

#### 1. Dosage de l'iodate.

Dans un bécher, on introduit 20 cm<sup>3</sup> du filtrat, un peu d'iodure et quelques cm<sup>3</sup> d'acide sulfurique.

Tout se passe comme si l'iodate était réduit à l'état d'iodure par le thiosulfate. En réalité, on passe par l'iode, l'iodate étant un oxydant trop énergique en milieu acide.

Les équations des réactions sont :



Pour un essai, on a obtenu les résultats :

20 cm<sup>3</sup> de filtrat

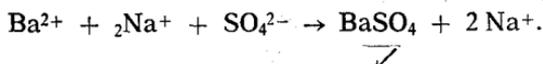
8,3 cm<sup>3</sup> de thiosulfate  $\frac{M}{100}$

$$(\text{IO}_3^-) = \frac{8,3 \cdot 10^{-2}}{6 \times 20}$$

$$(\text{IO}_3^-) = 6,92 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

## 2. Dosage de l'ion baryum.

On opère par conductimétrie. Le baryum du filtrat est précipité par l'ion sulfate. La réaction conduisant à une variation de conductivité est :



Comme la conductivité molaire ionique du baryum est supérieure à celle du sodium, la conductivité de la solution diminue tant que la réaction se poursuit.

Quand la précipitation est terminée, alors la conductivité croît, les ions  $\text{SO}_4^{2-}$  et  $\text{Na}^+$  introduits, subsistant en solution.

Pour le même essai, on a introduit dans un bécher 50 cm<sup>3</sup> du filtrat, 200 cm<sup>3</sup> d'eau et on a dosé par du sulfate de sodium  $\frac{M}{20}$

(attention, la précipitation n'est pas instantanée). Il a fallu verser 10,7 cm<sup>3</sup> de sulfate pour l'obtention de l'équivalence :

$$10,7 \times \frac{1}{20} = 50 \times (\text{Ba}^{2+})$$

$$(\text{Ba}^{2+}) = 1,07 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

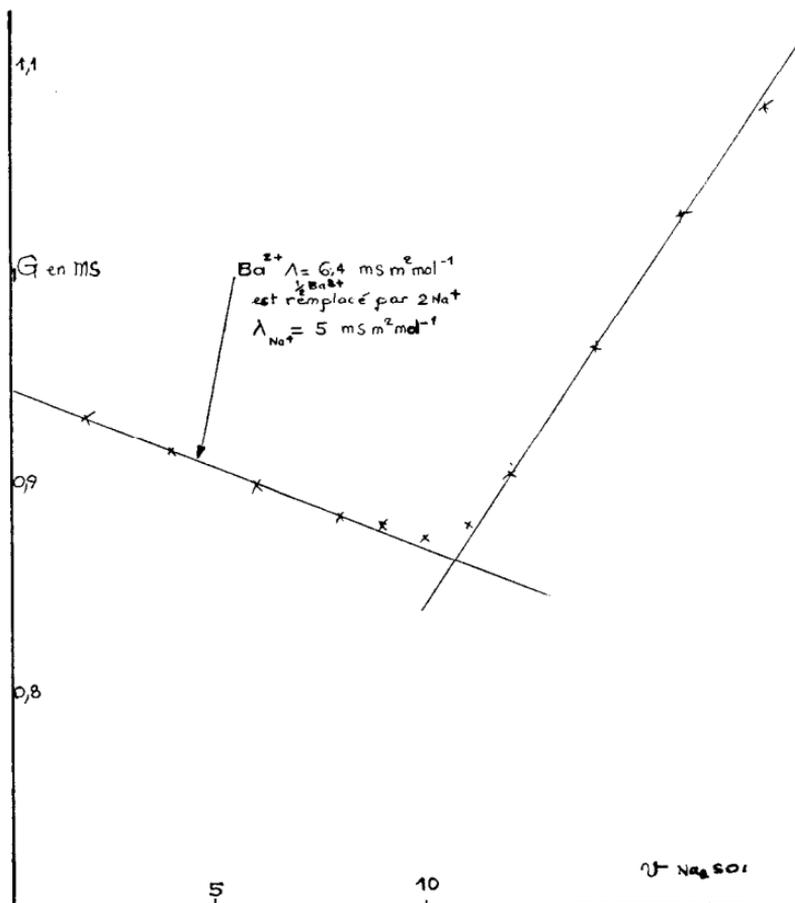
## 3. Calcul de $K_s$ .

On aboutit à  $\text{p}K_s = 8,3$ .

## 4. Discussion.

La littérature indique 8,9. Il faut bien voir qu'il s'agit d'une valeur correspondant à des solutions extrêmement diluées, ce qui n'est pas le cas dans les mesures précédentes puisqu'il y a toujours des ions spectateurs  $\text{NO}_3^-$  et  $\text{K}^+$ . Si les réactifs sont d'ailleurs introduits en plus grandes quantités, le  $\text{p}K_s$  peut dimi-

nuer jusqu'à 7,8. Il importe de familiariser les élèves aux valeurs approximatives des constantes d'équilibre, toutes très dépendantes de la nature du milieu. Une solution pour obtenir une valeur sensiblement constante, consiste à opérer en présence



d'un excès d'un composé ionique inerte. Si on réalise les expériences précédentes en milieu  $\text{KNO}_3$  0,5 M, alors on trouve un  $\text{pK}_s$  plus stable mais il diffère sensiblement de 8,9. On trouve 7,2 environ.

GENER R. (Tavernolles).