

TP N° 4 : détermination du degré chlorométrique dans l'eau de javel

(Contrôle de qualité !)

I. Préparation de l'eau de javel:

L'eau de Javel est une solution aqueuse, mélange équimolaire de chlorure de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$) et d'hypochlorite de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{ClO}^-(\text{aq})$).

L'espèce active de l'eau de javel est l'ion hypochlorite ClO^- .

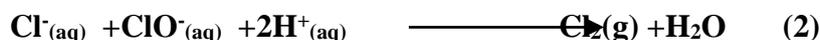
Elle est obtenue par action de la soude sur du dichlore Cl_2 (gaz verdâtre). Cette action conduit à la formation de l'ion hypochlorite ClO^- et l'ion chlorure Cl^- en équimolaire selon la réaction 1 (appelée «dismutation» du dichlore), $n(\text{ClO}^-) = n(\text{Cl}^-)$



Quand on verse un acide fort dans l'eau de Javel (milieu basique), celle-ci se décompose en dichlore Cl_2 .

(Cependant pour que le dichlore apparaisse dans la solution, le pH doit être nettement acide: $\text{pH} < 2$. Cette remarque est importante pour le protocole de dosage envisagé ci-dessous)

(réaction 2):



On définit à partir de la réaction précédente le degré chlorométrique qui est généralement indiqué sur l'emballage du produit commercial.

Définition: le degré chlorométrique (DC) d'une solution d'eau de Javel est le volume de dichlore gazeux (exprimé en L) qu'un litre de solution d'eau de javel peut produire au cours de cette réaction.

Relation entre degré chlorométrique et concentration de la solution :

$$\text{DC} = [\text{ClO}^-](\text{mol/L}) * 22.4(\text{L.mol})$$

Attention: Le dichlore est un gaz toxique.

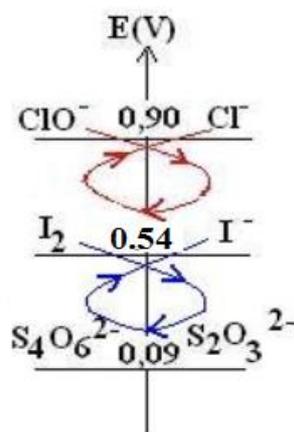
II. Utilisation:

L'eau de Javel est utilisée:

- pour désinfecter (les sanitaires, les ustensiles chirurgicaux);
- comme antiseptique (liqueur de Dakin, etc.);
- dans le traitement de l'eau potable;
- dans le blanchiment de certains textiles.

III. Données:

Potentiels normaux (donc en milieu acide) des couples intervenant dans les réactions.



IV. Titrage d'une eau de Javel :

But du TP :

Contrôle de qualité, est de doser l'ion hypochlorite (ClO^-) présent dans l'eau de javel, et ainsi déduire son titre chlorométrique.

Principe

L'ion hypochlorite ClO^- , est un oxydant. Pour le doser on utilise un réducteur (l'ion iodure I^- , sous forme d'iodure de potassium KI). (Flèche rouge)

L'ion I^- est oxydé, par l'ion ClO^- . Cela conduit à la formation d'iode I_2 et d'ion chlorure Cl^- .

(Il faut en effet acidifier le milieu pour deux raisons: parce que la réaction de flèche rouge consomme des ions H_3O^+ et aussi parce que le diiode I_2 n'apparaît qu'en milieu acide. En milieu basique I^- se transforme en IO^- . Mais il faut acidifier légèrement pour ne pas décomposer les ClO^- en Cl_2 ce qui fausserait le dosage).

La quantité d'iode formée I_2 , est égale à la quantité d'hypochlorite réduite. Il suffit de doser l'iode formé, pour connaître la concentration de (ClO^-) dans l'eau de Javel étudiée.

Le dosage de l'iode I_2 , se fait par le thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. (Flèche bleu)

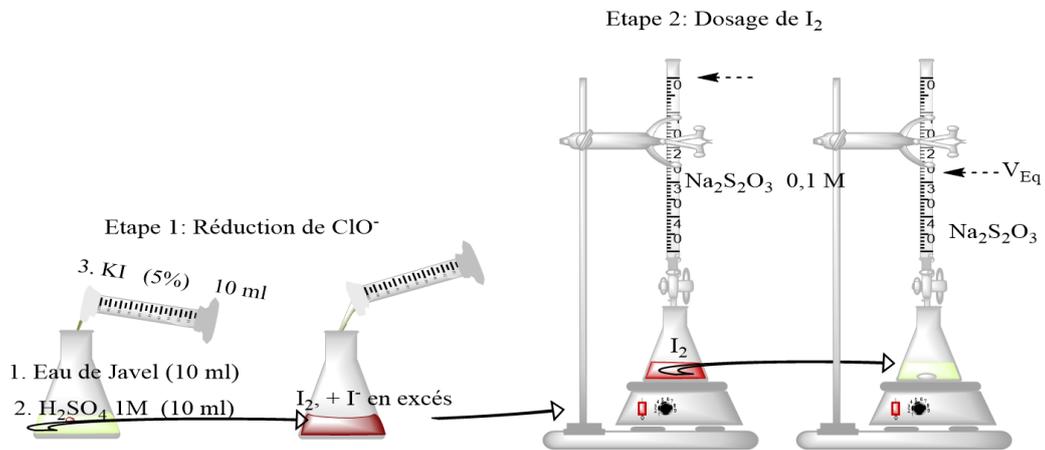
Le thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (utilisé comme fixateur photographique) est placé dans la burette.

L'équivalence est obtenue par la disparition de la couleur marron (transformation d' I_2 en I^-).

On peut ajouter l'empois d'amidon (Bleu en présence d'iode I_2 et incolore en présence d'ions iodures I^-) pour mieux appréhender le point équivalent.

Mode opératoire : (voir représentation schématique).

Faire 1 dosage rapide, suivi de deux dosages précis à la goutte près. Noter le volume de thiosulfate de sodium utilisé à chaque fois. Calculer la concentration C_{ClO^-} en anion hypochlorite.



Mode opératoire détaillé :

