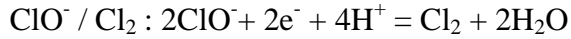


## Eau de Javel

le principe actif de l'eau de Javel est du à l'ion hypochlorite  $\text{ClO}^-$ .

L'action d'un acide sur l'eau de Javel provoque un dégagement gazeux de dichlore  $\text{Cl}_2$ .



**- Sur un flacon d'eau de Javel on lit : 48 degrés chlorométriques ; densité  $d=1,22$   
Sachant que le degré chlorométrique d'une eau de Javel est le volume ( L) de dichlore ( mesuré dans les CNTP) que peut libérer 1 L de solution, calculer la molarité de cette solution.**

Calcul de la molarité de la solution :

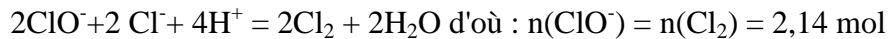
$$n(\text{dichlore}) = 48 / V_{\text{molaire}} = 48 / 22,4 = 2,14 \text{ mol/L}$$

**- Calculer le pourcentage en masse d'hypochlorite de sodium, de cette eau de Javel.**

Calcul du pourcentage en masse d'hypochlorite de sodium :

masse de 1 L de solution 1220 g

$$M(\text{NaClO}) = 23 + 35,5 + 16 = 74,5 \text{ g/mol}$$

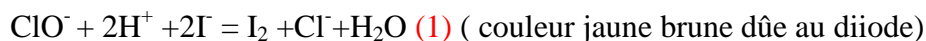
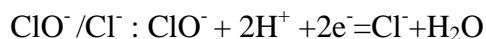
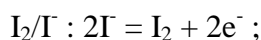


$$\text{masse hypochlorite de sodium dans 1 L : } 2,14 * 74,5 = 161,6 \text{ g soit } 161,6 * 100 / 1220 = 13,2 \%$$

**A partir du contenu du flacon on prépare une solution aqueuse diluée que l'on souhaite doser. Soit  $C_0$  la concentration en ion hypochlorite de la solution préparée. On réalise un dosage par iodométrie afin de trouver  $C_0$ . Dans un bécher on verse 10 mL de la solution d'eau de Javel diluée. Une solution d'iodure de potassium est ajoutée en excès. On acidifie la solution obtenue. Tous les ions hypochlorites sont réduits en ions chlorures.**

**- Ecrire les demi-équations concernant chacun des couples mis en jeu et l'équation bilan de la réaction se produisant dans le bécher. Préciser la couleur de la solution après réaction.**

demi-équations concernant chacun des couples mis en jeu et l'équation bilan de la réaction se produisant dans le bécher :



**Le diiode formé est dosé par une solution de thiosulfate de sodium à 0,2 mol/L. On ajoute dans le bécher quelques gouttes d'empois d'amidon.**

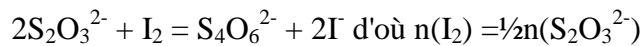
**- Préciser son rôle.**

L'empois d'amidon joue le rôle d'indicateur de fin de réaction

**Pour décolorer le mélange réactionnel il faut ajouter 26,8 mL de solution de thiosulfate de sodium.**

**-Ecrire l'équation du dosage et déterminer  $C_0$ . Calculer le degré chlorométrique de cette solution diluée.**

équation du dosage :



$$n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 26,8 \cdot 10^{-3} \cdot 0,2 = 5,36 \cdot 10^{-3} \text{ mol} ; n(\text{I}_2) = 2,68 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

d'après (1) :  $n(\text{I}_2) = n(\text{ClO}^-) = 2,68 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  dans 10 mL soit  $C_0 = [\text{ClO}^-] = 0,268 \text{ mol/L}$ .

volume de dichlore obtenu :  $0,268 \cdot 22,4 = 6 \text{ l}$  ou 6 degrés chlorométriques.