

Nom. . . . . Prénom. . . . . sous-groupe. . . . .

Compte rendu du TP n°  
3

But du TP . . . . .  
. . . . .

**Types de réactions utilisées.** . . . . .

✎ Question I: Ecrire l'équation bilan de la réduction de l'ion hypochlorite par l'ion iodure ,à partir des deux demi-équations redox, en milieu acide.

Réduction de  $\text{ClO}^-$  par  $\text{I}^-$

Demi-équation de réduction de  $\text{ClO}^-$  . . . . .

Demi-équation d'oxydation de  $\text{I}^-$  . . . . .

Equation redox  
. . . . .

En tenant compte des ions spectateurs :

. . . . .

✎ Question II : Ecrire l'équation chimique bilan de la réaction de dosage de l'iode par l'ion thiosulfate, milieu acide ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ), à partir des deux demi-équations redox, la demi-équation d'oxydation et la demi-équation de réduction.

1- Deuxième réaction bilan :

A. Si l'on utilise le thiosulfate en milieu acide ( riche en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  ).

première demi-équation de réduction . . . . .  
deuxième demi-équation de réduction . . . . .  
**équation redox** . . . . .

B. Dans le cas de l'utilisation du sulfite. (en milieu basique : riche en ions  $\text{OH}^-$ ).

première demi-équation de réduction . . . . .  
deuxième demi-équation de réduction . . . . .

équation redox . . . . .

Question III : Ecrire la relation à l'équivalence lors du dosage de l'iode par le thiosulfate.

. . . . .

A l'équivalence, on a la relation :

Egalité de la quantité de matière équivalent : . . . . .

Egalité en fonction des normalités : . . . . .

$V_{RED} = \dots\dots\dots$  ;  $N_{RED} = \dots\dots\dots \text{eq/L}$ .  $\Rightarrow neq_{(RED)} = \dots\dots\dots = \dots\dots\dots$

$\Rightarrow neq_{(OX)} = \dots\dots\dots = \dots\dots\dots \text{eq}$ .  $\Rightarrow neq_{(I_2)} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ eq}$

$\Rightarrow \text{Nombre de mole de } I_2 = \dots\dots\dots \text{ mole}$ .

En déduire la concentration molaire de l'iode dosée.

La concentration molaire d'iode  $C_{I_2} = \frac{\text{nombre de mole}}{\text{prise d'essai}} = C_{I_2} = \dots\dots\dots \text{ mol/L}$ .

Question IV : Déterminer le degré chlorométrique de l'eau de Javel ayant fait l'objet de cette étude. Comparer avec l'étiquette, conclure.

Remonter à la concentration molaire de l'ion hypochlorite dans l'eau de Javel :

$C_{ClO^-}(\text{eau de javel}) = \dots\dots\dots = \dots\dots\dots \text{ mol/l}$

$\Rightarrow$  Convertir en litre de gaz chlore ( $Cl_2$ ) par 1 litre d'eau de Javel (c'est le degré chlorométrique).

Utiliser le volume molaire des gaz parfaits ( 1 mole de gaz : 22,414 litres )

.....  
 .....  
 .....  
 .....

Conclusion :

.....  
 .....

TP CHIMIE1

Surname ... .. First name ... .. sub-group ... ..

Report on TP n° 3

Purpose of practical work ... ..  
.....

Types of reaction used .....

≅ **Question I:** Write the balance equation for the reduction of hypochlorite ion, from the two redox half-equations, in an acid medium. Reduction of ClO<sup>-</sup> by I<sup>-</sup> Reduction half-equation of ClO<sup>-</sup> .....

Oxidation half-equation I<sup>-</sup> .....

Redox equation

.....

Taking into account spectator ions :

.....

≅ **Question II:** Write the chemical balance equation for the reaction involving the determination of iodine by the thiosulphate ion, in an acid medium (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>), from the two redox half-equations, the oxidation half-equation and the reduction half-equation.

1- Second reaction : A. If thiosulfate is used in an acid medium (rich in H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ions) .

first reduction half-equation .....

second half-reduction equation .....

**redox equation** .....

B. When using sulfite. (in a basic medium: rich in OH<sup>-</sup> ions).

first reduction half-equation .....

second half-reduction equation .....

**redox equation** .....

TP CHIMIE1

≅ **Question III:** Write the equivalence relation when determining iodine by thiosulfate. . . . .

.....

At equivalence, we have the relation : Equivalent quantity of matter :

.....

Equality according to normalities : . . . . .

VRED = ..... ; NRED = .....eq/L. ε neq(RED) = . . . . . = .....

\* neq(OX) = . . . . . = . . . . . eq. \* neq( I<sub>2</sub>)= 1.3.10<sup>-3</sup> eq

\* Number of moles of I<sub>2</sub> = . . . . . mole.

Deduce from this the molar concentration of the iodine measured.

The molar concentration of iodine  $C_{I_2} = \frac{\text{nombre de mole}}{\text{prise d'essai}} = C_{I_2} = = . . . . . \text{ mol/L.}$

≅ **Question IV :** Determine the chlorometric degree of the bleach that was the subject of this

study. Compare with the label, conclude.

Find the molar concentration of hypochlorite ion in the bleach:

$C_{ClO^-}(\text{eau de javel}) = \dots \dots \dots = \dots \dots \dots \text{ mol/l}$

Convert to litres of chlorine gas (Cl<sub>2</sub>) per 1 litre of bleach (this is the chlorometric degree).

Use the molar volume of perfect gases ( 1 mole of gas: 22.414 litres )

.....

.....

.....

.....

Conclusion: .....

.....