

Dosage d'oxydoréduction: détermination du degré chlorométrique d'une eau de Javel.

TP avec correction

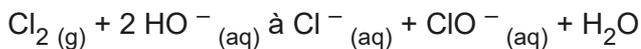
Source partielle: physique.scola.ac-paris.fr/res/lyc/Term/Javel.doc

I-Préparation de l'eau de javel:

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

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

Elle est fabriquée par réaction entre le dichlore et une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (soude) selon la réaction 1 (appelée «dismutation» du dichlore)



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 :

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

II-Précautions à prendre lors de son utilisation:

Attention: Le dichlore est un gaz toxique.

Sur l'emballage du produit étudié, on peut lire: «36°chl au conditionnement de 250mL».

L'ajout d'acide à cette solution fournirait donc 36 L (Cntp) de gaz dichlore!

Cela montre la dangerosité d'un tel produit car le dichlore est très toxique. Bien des accidents se produisent lorsque l'eau de javel est mélangée à un produit détartrant (donc acide) pour nettoyer les sanitaires par exemple.

Il ne faut jamais utiliser les deux en même temps!



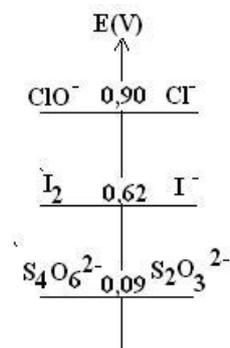
III-Utilisation:

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.

IV-Données:

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



* volume molaire des gaz (C.N.T.P.): $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

V- Titrage d'une eau de Javel

But du T.P.

Vérifier le degré chlorométrique d'une eau de Javel, indiqué sur l'emballage soit 36° pour 250mL.

Principe

En milieu acide, les ions hypochlorite ClO⁻_(aq) de l'eau de Javel mis en présence d'ions iodure I⁻_(aq) en excès sont réduits en ions chlorure Cl⁻_(aq) et il y a formation de diiode I_{2(aq)} (réaction 3).

La quantité de matière de diiode formé est ensuite déterminée par un titrage au moyen d'une solution aqueuse de thiosulfate de sodium de concentration connue (réaction 4).

Protocole

1) Dilution de la solution d'eau de Javel (S):

Préparer, à partir de la solution commerciale (S) de concentration molaire apportée C , 100 mL d'une solution (S') de concentration molaire apportée $C' = C/10$.

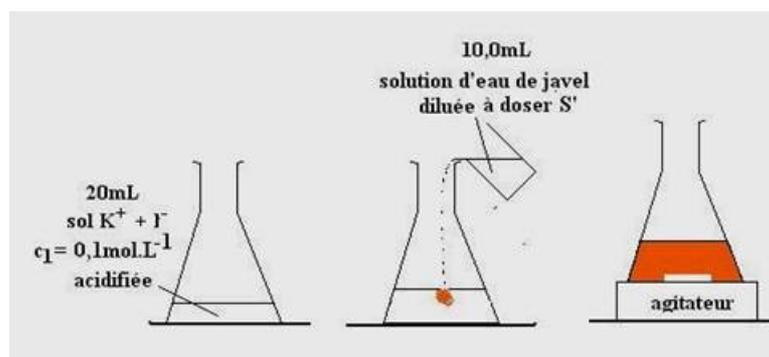
2) Le titrage:

Dans un erlenmeyer(réceptif conique), introduire:

- 20 mL de la solution d'iodure de potassium de concentration molaire apportée $c_1 = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$;
- 10 mL d'acide éthanoïque de concentration molaire apportée $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$.

(Il faut en effet acidifier le milieu pour deux raisons: parce que la réaction 3 consomme des ions H_3O^+ et aussi parce que le diiode I_2 n'apparaît qu'en milieu acide. En milieu basique I_2 se transforme en IO_3^- . Mais il faut acidifier légèrement pour ne pas décomposer les ClO^- en Cl_2 ce qui fausserait le dosage)

- $v' = 10,0 \text{ mL}$ de la solution (S'); (voir fig. ci-dessous)



Homogénéiser le mélange à l'aide d'un agitateur magnétique. Observer la couleur de la solution.

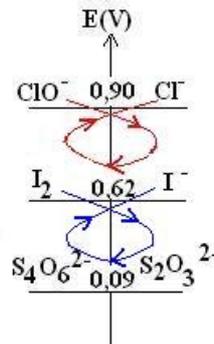
Titre alors le diiode formé par la solution de thiosulfate de sodium de concentration molaire apportée $c_2 = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ placée dans la burette graduée.

Premier titrage rapide: verser la solution de thiosulfate de sodium, mL par mL, jusqu'au jaune pâle. Ajouter alors quelques gouttes d'empois d'amidon (ou thiodène). La solution devient bleu foncé. Continuer à verser la solution de thiosulfate de sodium jusqu'à la décoloration persistante de la solution contenue dans l'erlenmeyer. Noter le volume obtenu.

Second titrage précis: suivre le même protocole mais, à à proximité de l'équivalence, verser goutte à goutte la solution de thiosulfate de sodium après avoir ajouté l'empois d'amidon .Le volume versé est alors plus précis. Soit v_2 le volume versé.

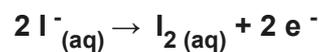
Questions

1) a) Écrire les demi-équations électroniques des couples oxydant / réducteur intervenant dans la réaction 3.

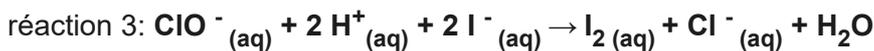


La valeur des potentiels redox des couples montre la possibilité d'une réaction naturelle entre les ions hypochlorite ClO^- et iodure I^- (flèche rouge):

Ecrivons les demi-équations électroniques des couples.



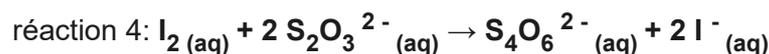
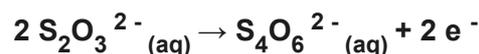
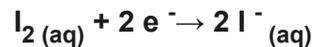
En déduire l'équation de la réaction qui se produit.



Remarque: les ions iodure sont ici en excès, ainsi la réaction est stoppée lorsque tous les ions hypochlorite auront disparu.

b) réaction 4.

De même, une réaction naturelle est possible entre les molécules de diiode I_2 et les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ (flèche bleue):



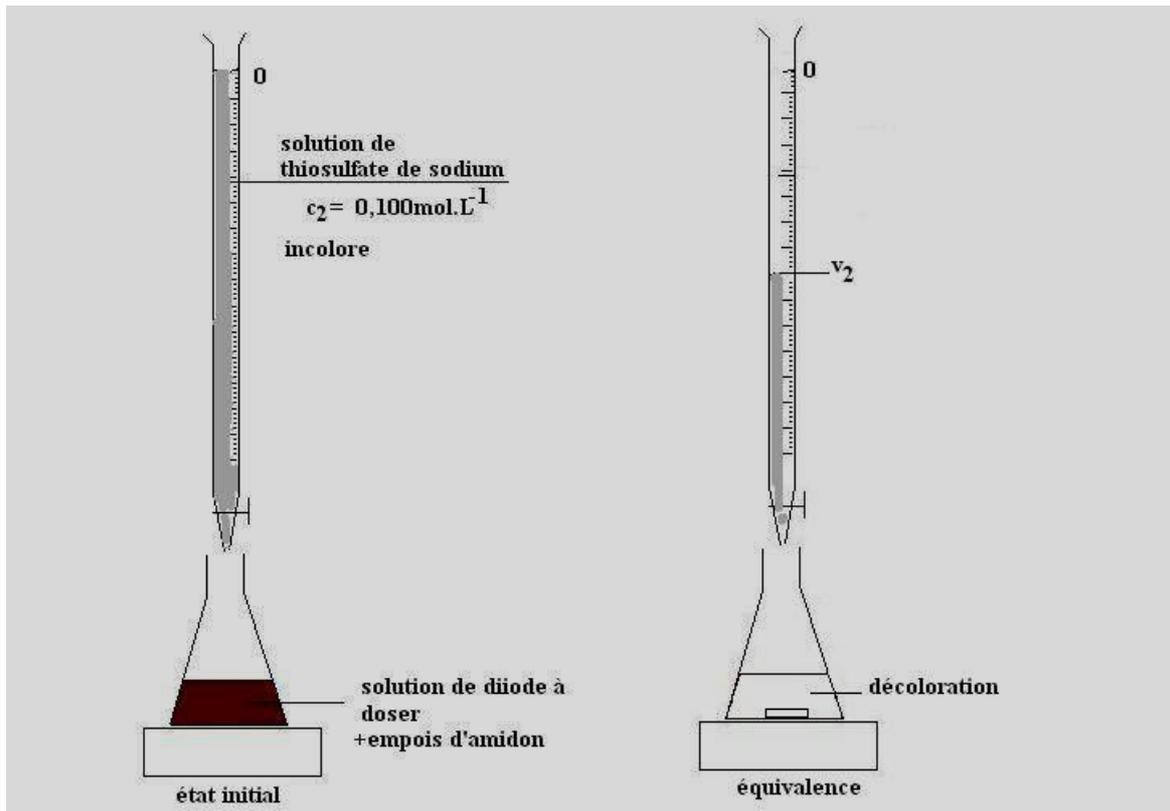
2) Indiquer le mode opératoire et la verrerie utilisée pour préparer la solution (S') à partir de la solution (S). Il s'agit d'une dilution:

Verser un peu de la solution mère (S) dans un bécher. Prélever $V_m = 10,0 \text{ mL}$ de S avec une pipette et verser le contenu dans une fiole jaugée de volume $V = 100 \text{ mL}$. Ajouter de l'eau, homogénéiser puis compléter avec de l'eau jusqu'au trait de jauge avec une pissette. On obtient S'

La concentration de S'est:

$$c' = \frac{\text{quantité prélevée ds solution mère}}{V} = \frac{c \cdot V_m}{V} = \frac{c \cdot (10 \text{ mL})}{(100 \text{ mL})} = \frac{c}{10}$$

3) Faire un schéma annoté du montage utilisé pour le titrage.



Le volume de thiosulfate versé à l'équivalence est $v_2=8,0\text{mL}$

4) Quelle est la couleur du contenu de l'erenmeyer au début du titrage? Comment évolue-t-elle? Pourquoi? Justifier l'ajout d'empois d'amidon (ou thiodène).

Avant l'ajout de l'empois d'amidon, la couleur de la solution est celle du diode c'est-à-dire brune. En présence de la moindre trace de diode l'empois d'amidon prend une teinte bleue très foncée. Ainsi en début de titrage la solution est brun-noire. A l'équivalence, toutes les molécules I_2 ayant disparues la solution se décolore brutalement. Elle devient complètement incolore.

L'empois d'amidon n'est pas toujours obligatoire, la disparition de la couleur brune du diode pouvant suffire pour déterminer l'équivalence...Cependant son utilisation apporte une plus grande précision à cette détermination.

5) Pourquoi ne fait-on pas un titrage direct des ions hypochlorite par les ions iodure?

Il n'y a pas d'indicateur lors de la disparition complète des ions hypochlorite

6) Donner la définition de l'équivalence d'un titrage.

A l'équivalence, les réactifs, ici I_2 et $S_2O_3^{2-}$ sont mélangés dans les proportions stœchiométriques de la réaction de titrage.

7) Etablir les relations entre quantités de matière des différents réactifs des réactions 3 et 4 lors de l'équivalence de la réaction 4:

On a:

$$n_{I_2 \text{ présente dans erlenmeyer}} = \frac{1}{2} \cdot n_{S_2O_3^{2-} \text{ versée à l'équiv.4}} = n_{ClO^- \text{ contenue dans } v'=10\text{mL de S'}}$$

8) Déterminer la concentration molaire apportée C' de la solution (S') d'eau de Javel. De la deuxième égalité, nous tirons:

$$\frac{1}{2} \cdot c_2 \cdot v_2 = c' \cdot v' \Rightarrow c' = \frac{c_2 v_2}{2 \cdot v'} = \frac{0,10 \cdot (8\text{mL})}{2 \cdot (10\text{mL})} = 0,040 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

9) En déduire la concentration molaire apportée C de la solution initiale (S) et son degré chlorométrique.

Comparer avec l'indication donnée par le fabricant sur l'étiquette.

$$c = 10c' = 0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Le degré chlorométrique est: Degré chl. = $c \cdot 22,4 \gg 9,0^\circ$

Cette valeur correspond bien à celle de la solution concentrée (soit 36° pour 250mL dans un berlingot) après une dilution (par quatre) dans 1 Litre d'eau. (voir indication de l'étiquette ci-dessous)



10) Les ions hypochlorite, principe actif de l'eau de Javel, peuvent subir une lente réaction d'oxydo-réduction. Cette réaction, accélérée par la lumière, a pour équation:



Pourquoi les berlingots d'eau de Javel portent-ils une date limite d'utilisation et pourquoi ne faut-il pas conserver l'eau de Javel dans des bouteilles en verre transparent?

La réponse est dans la question! Le «principe actif» ClO^- de l'eau de javel se décompose lentement. La date limite étant dépassée, elle risque d'être inefficace. Le produit devient alors un comburant et peut faciliter un incendie.

. En l'absence de lumière la décomposition est ralentie.

Réglages des paramètres

-Dans le bécher I_2 aq choisir: $4,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et 10mL

-Dans la burette: solution $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ choisi: $1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Pour verser la solution, cliquer sur le curseur en bas près du «robinet» de la burette.

Pour recommencer un dosage cliquer sur «remplir la burette»

Vérifier que l'équivalence est obtenue pour 8mL. Valeur qui correspond au TP précédent. Constaté alors la décoloration de la solution .

Il est intéressant de suivre l'évolution du système avec les graphiques.

Evolution des quantités de matière au cours du titrage d'oxydoréduction

Tableau: Dissimuler montrer Réglez la temporisation pour modifier la durée du titrage automatique 1 < > 50

Equation de la réaction		$I_{2(aq)}$		+		$2 S_2O_3^{2-}(aq)$		\rightarrow		$2 I_{(aq)}$		+		$S_4O_6^{2-}(aq)$	
Etat de système	V versé (mL)	AV	moles de diiode		moles d'ions thiosulfate		moles d'ions iodure		moles d'ions tétrathionate						
Etat initial	0	0	4,00E-04		8,00E-04		0		0						
Au cours de la transformation	8,00	X _{max}	4,00E-04 - X _{max} = 0,00E+00		8,00E-04 - 2 X _{max} = 0,00E+00		2 X _{max} = 8,00E-04		X _{max} = 4,00E-04						
Etat final (max)	8,00E-04		4,00E-04 - X _{max} = 0,00E+00		8,00E-04 - 2 X _{max} = 0,00E+00		2 X _{max} = 8,00E-04		X _{max} = 4,00E-04						

Vequiv = 8,00 mL

Evolution des quantités de matière dans le bécher en fonction du volume versé

Histogramme quantités de matière courbes quantités de matière les deux graphiques

Evolution des quantités de matière dans le bécher en fonction du volume versé

— I_{2(aq)} — S₂O₃²⁻(aq) — I⁻(aq) — S₄O₆²⁻(aq)

Remplir la burette

1,00E-01 mol/L

$S_2O_3^{2-}(aq) + 2 Na^+(aq)$

Volume versé: 8,00 mL

Titrage automatique

ou

Cliquez sur le curseur

4,00E-02 mol/L

I_{2(aq)}

10 mL

Choix d'une autre réaction
Voir l'avancement maximal