

Exercices sur le chapitre 2

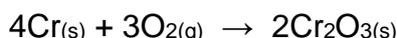
Durée : 1h50

Exercice n°1 : Questionnement sur le chrome en oxydo-réduction

1) Le métal chrome du couple Cr^{3+}/Cr réagit avec les ions argent d'une solution du couple Ag^+/Ag selon une réaction d'oxydo-réduction.

A l'aide des $\frac{1}{2}$ -équations, établir l'équation de réaction de la transformation chimique.

2) Le métal chrome réagit aussi avec le dioxygène gazeux selon la réaction totale d'équation :



On fait réagir 2,0 g de chrome avec 1,0 L de dioxygène. Etablir l'état final du système.

Données : $M(\text{Cr}) = 52,0 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g/mol}$; $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$

Exercice n°2 : Les ions hypochlorite et l'eau de Javel

Connue depuis plus de deux siècles pour son pouvoir à la fois désinfectant et blanchissant, l'eau de Javel reste encore aujourd'hui un produit d'utilisation courante en France. Chaque année, on compte environ 245 millions de litres commercialisés au niveau du grand public.

d'après <https://www.eaudejavel.fr/>

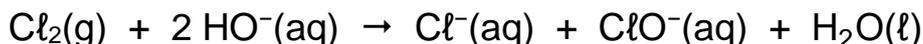
L'eau de Javel est une solution aqueuse contenant des ions hypochlorite $\text{ClO}^-_{(aq)}$. Son efficacité dépend de la concentration de ces ions qui présentent des propriétés oxydantes. Rencontrée sous différentes formes dans les usages domestiques, l'eau de Javel est très fréquemment vendue en flacon ou en berlingot de recharge affichant respectivement des degrés chlorométriques de 9°chl et de 36°chl .

« JAVEL » en flacon	« JAVEL CONCENTRÉE » en berlingot
Eau de Javel prête à l'emploi.	Verser deux berlingots dans un flacon de 2 L vide et compléter avec de l'eau froide pour obtenir un volume de 2 L d'eau de Javel prête à l'emploi.
<ul style="list-style-type: none">• À utiliser de préférence dans les trois ans suivant les indications figurant sur le haut de la bouteille.• À conserver au frais et à l'abri de la lumière et du soleil.• Ne pas réutiliser le flacon vide, sauf pour diluer de l'eau de Javel en berlingot.	<ul style="list-style-type: none">• À diluer dans les trois mois qui suivent la date de fabrication (dans les deux mois et demi en période chaude).• À conserver au frais et à l'abri de la lumière et du soleil.• Ne pas utiliser de flacons alimentaires.
Contient : sodium hypochlorite, sodium hydroxyde.  	Contient : sodium hypochlorite, sodium hydroxyde.  
FLACON DE 2 L CONCENTRATION : 9°chl	BERLINGOT DE 250 mL CONCENTRATION : 36°chl

Le but de cet exercice est d'expliciter certaines des indications données par un fabricant proposant deux types de conditionnement, flacon et berlingot, et d'étudier une méthode de dosage de l'eau de Javel.

1^{ère} partie : *Degré chlorométrique et dégradation d'une eau de Javel*

Industriellement, l'eau de Javel est obtenue par barbotage de dichlore gazeux $\text{Cl}_2(\text{g})$ dans une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq})$; $\text{HO}^-(\text{aq})$). Les ions hydroxyde et le solvant eau sont donc en large excès. La transformation chimique ayant lieu peut être considérée comme totale et elle est modélisée par la réaction d'équation :



En France, l'eau de Javel est souvent caractérisée par son degré chlorométrique ($^\circ \text{chl}$) qui correspond au volume, exprimé en litres, de dichlore gazeux nécessaire pour préparer un litre de solution d'eau de Javel. Ce volume est mesuré dans des conditions de température et de pression telles que le volume molaire des gaz est $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1) A l'aide d'un tableau d'avancement, montrer que la concentration en quantité de matière des ions hypochlorite $\text{ClO}^-(\text{aq})$ d'une eau de Javel de titre chlorométrique $9,0^\circ \text{chl}$ est de $0,40 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

L'ion hypochlorite $\text{ClO}^-(\text{aq})$ en solution aqueuse est fortement oxydant et capable d'oxyder l'eau elle-même. On peut modéliser cette transformation à partir des deux couples oxydant -réducteur suivants : $\text{ClO}^- / \text{Cl}^-$ et $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$. Cette transformation, plus ou moins lente en fonction de certains paramètres, impose une limite de durée d'utilisation aux eaux de Javel.

2) A partir des $\frac{1}{2}$ -équations, qu'on envisagera en milieu aqueux acidifié, établir l'équation de la réaction d'oxydo-réduction modélisant l'oxydation par les ions hypochlorite.

3) (a) Indiquer comment évolue le degré chlorométrique d'une eau de Javel dans le temps. Justifier brièvement la réponse.

(b) D'après les indications fournies par le fabricant, identifier clairement trois facteurs qui influent sur la dégradation de l'eau de Javel.

2^{ème} partie : Vérification du degré chlorométrique d'une eau de Javel à 9°

On se propose de contrôler expérimentalement la concentration en ions hypochlorite ClO^- présents dans une solution S_0 d'eau de Javel achetée en flacon de 2 L.

Pour cela, on procède au titrage de la solution S_0 par une méthode indirecte dont les étapes sont décrites ci-après.

Étape 1 :

La solution S_0 étant trop concentrée pour être dosée directement, on effectue une dilution 10 fois afin d'obtenir une solution diluée notée S.

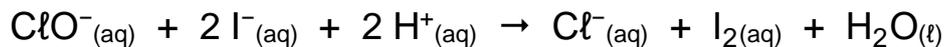
Étape 2 :

Dans un erlenmeyer de 150 mL, on introduit dans l'ordre :

- un volume $V = 10,0$ mL de solution S ;
- 20 mL d'une solution aqueuse d'iodure de potassium ($\text{K}^+_{(\text{aq})}$; $\text{I}^-_{(\text{aq})}$) de concentration effective en ions iodure $[\text{I}^-_{(\text{aq})}] = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$;
- quelques gouttes d'acide sulfurique concentré.

Les ions iodure I^- et hydrogène H^+ sont apportés en large excès dans le mélange.

La transformation chimique ayant lieu lors de cette étape est totale et peut être modélisée par la réaction d'équation :



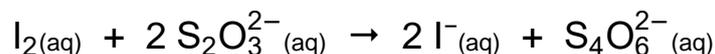
4) A l'aide d'un tableau d'avancement, montrer que $n_f(\text{I}_2) = n_i(\text{ClO}^-)$.

On admettra alors qu'on a aussi $[\text{I}_2]_f = [\text{ClO}^-]_i = C$ dans la solution diluée S.

Étape 3 :

On réalise le titrage du diiode I_2 formé à l'issue de l'étape 2 par une solution aqueuse de thiosulfate de sodium (2Na^+ ; $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) de concentration effective en ions thiosulfate $[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}] = C' = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

La réaction support du titrage a pour équation :



Avec le réactif titré, on ajoute quelques gouttes d'empois d'amidon dans le mélange réactionnel. En solution aqueuse, le diiode $\text{I}_2(\text{aq})$ est de couleur brune à forte concentration et jaune très pâle à faible concentration. Une solution aqueuse de diiode devient bleu foncé en présence d'empois d'amidon. Parmi l'ensemble des espèces mentionnées dans cet exercice, seul le diiode est coloré en solution aqueuse.

Répondre aux questions 5), 6), 7) et 8) sur la feuille annexe fournie.

Dans la suite de l'exercice, on poursuivra avec un volume équivalent $V_E = 15,5$ mL.

9) Déterminer la concentration $C_{0\text{ exp}}$ en diiode de la solution S_0 et comparer cette valeur à la valeur annoncée. Que conclure ?

NOM et Prénom :

5) Faire un schéma légendé du montage expérimental nécessaire au titrage en indiquant clairement où sont les substances ainsi que leur rôle.

6) (a) Définir ce qu'est l'équivalence d'un titrage (aucun calcul n'est demandé).

(b) Comment l'équivalence est-elle repérée dans ce titrage ? Expliquer le virage observé.

7) Rédiger le protocole expérimental du titrage d'un volume $V = 10,0\text{mL}$ de solution de diode formée à l'étape 2.

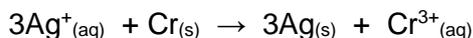
Appeler le professeur pour validation du protocole.

8) Réaliser le protocole expérimental.

Correction

Exercice n°1 : Questionnement sur le chrome

1)



2) Quantité initiale de chrome :

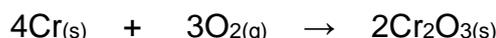
On a $n_{\text{Cr}} = m / M$ avec $m = 2,0\text{g}$ et $M = 52,0 \text{ g/mol}$

$$n_{\text{Cr}} = 0,038 \text{ mol} = 38 \text{ mmol}$$

Quantité initiale de dioxygène :

On a $n_{\text{O}_2} = V / V_m$ avec $V = 1,0\text{L}$ et $V_m = 22,4\text{L/mol}$

$$n_{\text{O}_2} = 0,045 \text{ mol} = 45 \text{ mmol}$$



E. I. (mmol)	$n_{\text{Cr}} = 38$	$n_{\text{O}_2} = 45$	0
En cours	$n_{\text{Cr}} - 4x$	$n_{\text{O}_2} - 3x$	$2x$
E. F. max (mmol)	$n_{\text{Cr}} - 4x_{\text{max}} = 0$	$n_{\text{O}_2} - 3x_{\text{max}} = 16$	$n_{\text{fmax}} = 2x_{\text{max}} = 19$

Détermination de x_{max} (= x_f) et du réactif limitant :

$$n_{\text{Cr}} - 4x_{\text{max}} = 0 \quad \text{donc} \quad x_{\text{max}} = n_{\text{Cr}}/4 = 9,6 \text{ mmol} \quad \text{donc } \mathbf{x_{\text{max}} = 9,6 \text{ mmol}}$$

$$\text{ou } n_{\text{O}_2} - 3x_{\text{max}} = 0 \quad \text{ou } x_{\text{max}} = n_{\text{O}_2}/3 = 15 \text{ mmol} \quad \text{le chrome est limitant.}$$

Exercice n°2 : les ions hypochlorite et l'eau de Javel

1) Pour un litre de solution, la quantité initiale de dichlore est :

$$n_{\text{Cl}_2} = V / V_m \text{ avec } V = 9,0\text{L} \text{ et } V_m = 22,4\text{L/mol}$$

$$n_{\text{Cl}_2} = 0,40 \text{ mol}$$

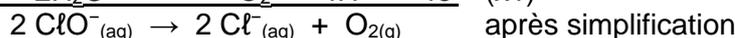
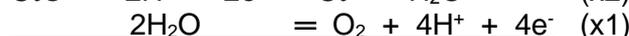
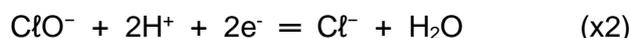
$\text{Cl}_{2(\text{g})} + 2\text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Cl}^-_{(\text{aq})} + \text{ClO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$					
E. I. (mol)	$n_{\text{Cl}_2} = 0,40$	Large excès	0	0	Large excès
En cours	$n_{\text{Cl}_2} - x$	Large excès	x	x	Large excès
E. F. max (mol)	$n_{\text{Cl}_2} - x_{\text{max}} = 0$	Large excès	$x_{\text{max}} = 0,40$	$x_{\text{max}} = 0,40$	Large excès

Comme les ions hydroxyde sont en large excès, le dichlore est le réactif limitant :

$$n_{\text{Cl}_2} - x_{\text{max}} = 0, \text{ donc } x_{\text{max}} = n_{\text{Cl}_2} = 0,40 \text{ mol}$$

Comme la réaction est totale, d'après le tableau, on a $n(\text{ClO}^-) = x_{\text{max}} = 0,40 \text{ mol}$ pour un litre, donc $[\text{ClO}^-] = 0,40 \text{ mol/L}$.

2)



- 3) (a) Puisque les ions hypochlorite réagissent, ils disparaissent et le degré chlorométrique diminue.
- (b) D'après les indications, on peut citer :
- la concentration (durée de vie plus courte quand elle est plus concentrée),
 - la température (conservation au frais pour ralentir sa dégradation),
 - la lumière (conservation dans le noir pour ralentir sa dégradation).

4)

	$\text{ClO}^-_{(\text{aq})} + 2 \text{I}^-_{(\text{aq})} + 2 \text{H}^+_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Cl}^-_{(\text{aq})} + \text{I}_{2(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}(\ell)$					
E. I.	$n_i(\text{ClO}^-)$	Large excès	Large excès	0	0	Large excès
En cours	$n_i(\text{ClO}^-) - x$	Large excès	Large excès	x	X	Large excès
E. F. max	0	Large excès	Large excès	x_{max}	x_{max}	Large excès

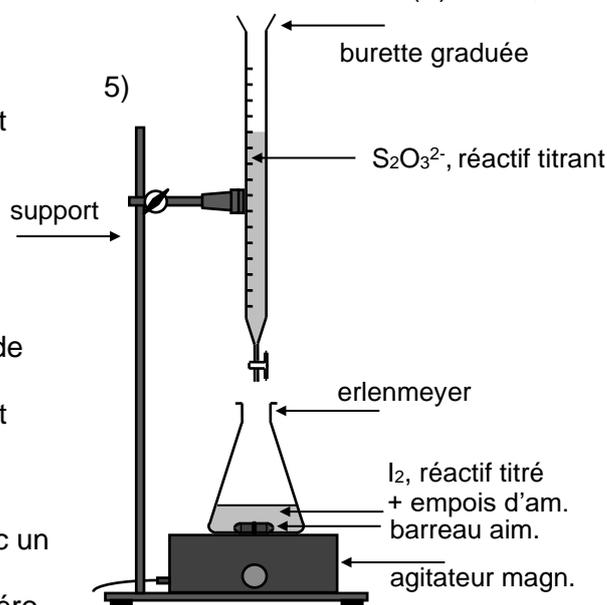
Comme les ions hypochlorite sont limitant, on a $x_{\text{max}} = n_i(\text{ClO}^-)$
 Or, la réaction étant totale, d'après le tableau, à l'état final, on a : $n_f(\text{I}_2) = x_{\text{max}}$,
 D'où $n_f(\text{I}_2) = n_i(\text{ClO}^-)$

- 6) (a) L'équivalence d'un titrage est la situation où les réactifs titré et titrant ont été introduits en proportions stoechiométriques (tous les 2 limitants).

- (b) Avant l'équivalence, le diiode est réactif en excès, donc le mélange réactionnel est bleu foncé à cause de l'empois d'amidon. Dès que tout le diiode a disparu, le mélange devient incolore.

7) Protocole expérimental :

- (1) Rincer une burette graduée avec un peu de solution titrante.
- (2) Remplir la burette et ajuster le zéro.
- (3) Rincer une pipette jaugée de 10,0mL avec un peu de solution titrée.
- (4) Prélever $V = 10,0\text{mL}$ de solution titrée et verser dans un erlenmeyer.
- (5) Finaliser le montage (agitation, empois d'amidon, ...).
- (6) Verser le réactif titrant mL par mL jusqu'à repérer l'équivalence au mL près.
- (7) Réaliser un 2^{ème} dosage en déterminant le volume équivalent à la goutte près.



8) Réalisation du protocole expérimental.

9) Détermination de la concentration C de la solution diluée S :

A l'équivalence, les réactifs ont été introduits en proportions stoechiométriques :

$$n_i(\text{I}_2) / 1 = n_i(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) / 2, \text{ soit } C \cdot V = C' \cdot V_E / 2$$

$$C = C' \cdot V_E / 2V \text{ avec } C' = 0,050 \text{ mol/L}, V_E = 15,5 \cdot 10^{-3} \text{ L et}$$

$$C = 0,039 \text{ mol/L} \qquad V = 10,0 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

Détermination de la concentration C_{0exp} de l'eau de Javel :

A l'étape 1, l'eau de Javel a été diluée 10 fois, donc on a $C_{\text{0exp}} = 10 \cdot C = 0,39 \text{ mol/L}$.

Comparaison avec la valeur de référence $C_0 = 0,40 \text{ mol/L}$:

Pour comparer, on peut calculer l'écart relatif avec la valeur annoncée C_0 :

$$e = \frac{|C_{\text{0exp}} - C_0|}{C_0} = 0,03 = 3\%$$

Cet écart est inférieur à 5%, donc les valeurs expérimentale et annoncée sont cohérentes. L'eau de Javel semble récente et ne s'est pas encore dégradée.

Protocole de titrage à suivre

Un titrage rapide a été réalisé avant la séance. L'équivalence a été repérée avec un volume équivalent compris entre 12 et 13 mL.

- (1) Rincer une burette graduée avec un peu de solution titrante.
- (2) Remplir la burette et ajuster le zéro.
- (3) Rincer une pipette jaugée de 10,0mL avec un peu de solution titrée.
- (4) Prélever $V = 10,0\text{mL}$ de solution titrée et verser dans un erlenmeyer.
- (5) Verser quelques gouttes d'empois d'amidon dans l'erlenmeyer.
- (6) Finaliser le montage.
- (7) Verser le réactif titrant mL par mL jusqu'à repérer l'équivalence au mL près.
- (8) Réaliser un 2^{ème} dosage en déterminant le volume équivalent à la goutte près.

Protocole de titrage à suivre

Un titrage rapide a été réalisé avant la séance. L'équivalence a été repérée avec un volume équivalent compris entre 12 et 13 mL.

- (1) Rincer une burette graduée avec un peu de solution titrante.
- (2) Remplir la burette et ajuster le zéro.
- (3) Rincer une pipette jaugée de 10,0mL avec un peu de solution titrée.
- (4) Prélever $V = 10,0\text{mL}$ de solution titrée et verser dans un erlenmeyer.
- (5) Verser quelques gouttes d'empois d'amidon dans l'erlenmeyer.
- (6) Finaliser le montage.
- (7) Verser le réactif titrant mL par mL jusqu'à repérer l'équivalence au mL près.
- (8) Réaliser un 2^{ème} dosage en déterminant le volume équivalent à la goutte près.

Protocole de titrage à suivre

Un titrage rapide a été réalisé avant la séance. L'équivalence a été repérée avec un volume équivalent compris entre 12 et 13 mL.

- (1) Rincer une burette graduée avec un peu de solution titrante.
- (2) Remplir la burette et ajuster le zéro.
- (3) Rincer une pipette jaugée de 10,0mL avec un peu de solution titrée.
- (4) Prélever $V = 10,0\text{mL}$ de solution titrée et verser dans un erlenmeyer.
- (5) Verser quelques gouttes d'empois d'amidon dans l'erlenmeyer.
- (6) Finaliser le montage.
- (7) Verser le réactif titrant mL par mL jusqu'à repérer l'équivalence au mL près.
- (8) Réaliser un 2^{ème} dosage en déterminant le volume équivalent à la goutte près.