

DEVOIR SURVEILLÉ DE CHIMIE

CORRIGE

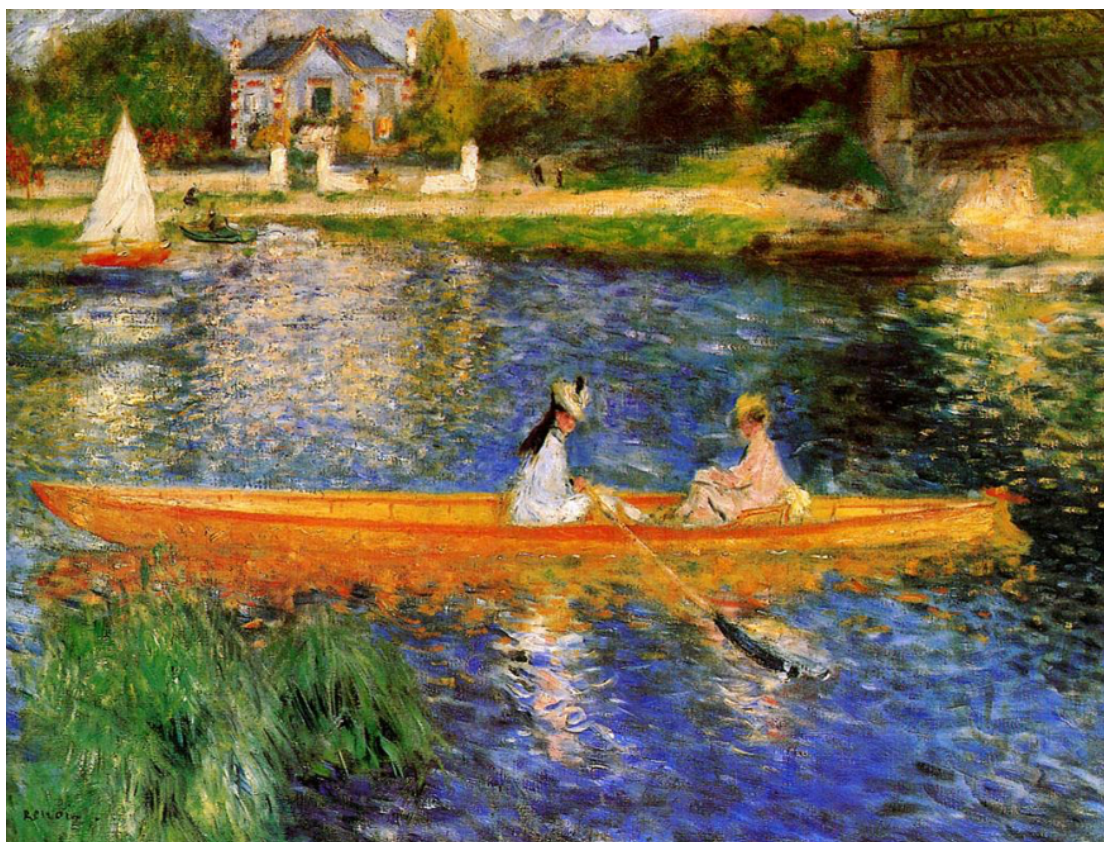


Tableau 1 : "La Seine à Asnières" - Auguste Renoir / 1879



À propos du chrome

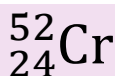
Données pour l'ensemble du problème :

Numéro atomique du chrome	$Z = 24$
Rayon atomique	$R(\text{Cr}) = 118 \text{ pm}$
Masses molaires atomiques :	$M(\text{Cr}) = 52,0 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{Pb}) = 207,2 \text{ g.mol}^{-1}$
Constante d'Avogadro	$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Constante des gaz parfaits	$R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
Produit ionique de l'eau à 298 K	$K_e = 10^{-14}$
Produit de solubilité de PbCrO_4	$K_S = 10^{-13,4}$
Produit de solubilité de $\text{Cr}(\text{OH})_3$	$K_S = 10^{-31}$
Potentiels rédox standard à	pH = 0 et à 298 K
À 298 K : $RT/F \ln(10) = 0,06 \text{ V}$	

A - Configurations électroniques **2,5 pts**

- 1) L'isotope le plus répandu du chrome possède un noyau constitué de 24 protons et de 28 neutrons. Donner le symbole chimique de cet atome.

0,5 pt Le symbole chimique de cet isotope sera le suivant



24 est le **numéro atomique Z**

52 = 24+28 est le **nombre de masse A**

- 2) Quelle est la configuration électronique du chrome dans son état fondamental en supposant que la règle de Klechkowski soit suivie ?

0,5 pt Si la règle de Klechkowski est respectée, la configuration électronique fondamentale du chrome est la suivante :

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ ou en réordonnant les sous-couches par couche croissante :

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$ en gras : les 6 électrons de valence du chrome.

- 3) Le chrome fait exception à cette règle de remplissage des orbitales atomiques. Donner la configuration réelle la plus probable.

0,5 pt La sous-couche 3d est presque à demi-pleine : la configuration attendue est celle où **les 5 orbitales atomiques 3d du chrome possèdent chacune un seul électron et dans le même état de spin**, ce qui confère à l'atome une stabilité particulière, c'est la **règle de Hund**.

On prévoit donc la configuration électronique fondamentale suivante :

0,5 pt $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$

- 4) Donner la configuration électronique de l'ion Cr^{3+} .

0,5 pt Les électrons qui partent en premier sont les électrons de nombre quantique principal le plus élevé, donc les électrons « ns » ici.

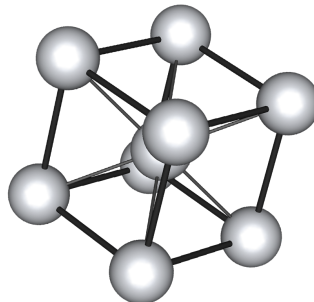
1 seul occupe l'OA 4s, les 2 autres électrons qui partent sont donc ceux de la sous couche 3d :

L'ion Cr^{3+} a la configuration :

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$

I.B - Le chrome métallique **3,5 pts**

Le chrome métallique cristallise dans un réseau cubique centré d'arête a . la maille décrivant cette structure est dessinée ci-dessous :



5) Combien une maille cubique compte-t-elle, en propre, d'atomes de chrome ?

0,5 pt Dans la maille cubique 8 atomes comptent pour $1/8^{\text{ème}}$ et 1 compte pour 1 : il y a donc $8 \times 1/8 + 1 \times 1 = 2$ **atomes par maille**.

6) En supposant qu'il y ait dans une telle structure un contact entre les atomes sur la diagonale du cube, déterminer le paramètre de maille a .

0,5 pt Les atomes sont tangents selon la plus petite distance qui les séparent. Et cette distance est la demi-grande diagonale du cube d'arête a . Autrement dit, les atomes sont tangents selon la grande diagonale du cube, et on y rencontre 4 fois le rayon $R(\text{Cr})$ de l'atome de chrome :

$$4 \cdot R(\text{Cr}) = \sqrt{3} \cdot a$$

Application numérique : $a = 272,5 \text{ pm}$

7) Quelle est la coordinence d'un atome ?

1 pt La coordinence d'un atome est le nombre de plus proches voisins d'un atome. Dans la maille, on se rend compte que chaque atome est au centre d'un cube, il occupe un site cubique alors :

La coordinence d'un atome de chrome est égale à 8 : $\text{Cr/Cr} = [8]$.

8) Dédurre des résultats précédents la masse volumique du chrome, et sa densité.

1 pt La masse volumique du chrome est notée ρ_{Cr} :

$$\rho_{\text{Cr}} = \frac{\text{masse de la maille}}{\text{volume de la maille}}$$

$$\rho_{\text{Cr}} = \frac{2 \cdot M(\text{Cr})}{N_a \cdot a^3}$$

Application numérique :

$$\rho_{\text{Cr}} = \frac{2 \times 52,0 \cdot 10^{-3}}{6,02 \cdot 10^{23} \cdot (272,5 \cdot 10^{-12})^3}$$

$$\rho_{\text{Cr}} = 8,54 \cdot 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

Comme la masse volumique de l'eau est $\rho_{H_2O} = 1,0 \cdot 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$, la densité du chrome est :

0,5 pt $d_{Cr} = 8,54$ (c'est le rapport de sa masse volumique sur celle de l'eau)

I.C - Les oxydes de chrome **8 pts**

On considère les deux oxydes de chrome CrO_3 et Cr_2O_3 (ce dernier est le vert du Vert émeraude de la peinture). La structure cristalline de l'un des deux peut être décrite par une maille cubique : les ions chrome occupent les sommets et les ions oxyde O^{2-} le milieu des arêtes.

9) Quel est le degré d'oxydation du chrome dans chacun de ces deux oxydes ?

0,5 pt L'oxygène, électronégatif, est au degré d'oxydation -II
Alors :

Degré d'oxydation de **Cr dans CrO_3 : + VI**

Degré d'oxydation de **Cr dans Cr_2O_3 : + III**

10) Quelle est la formule de l'oxyde qui est décrit par la structure ci-dessus ?

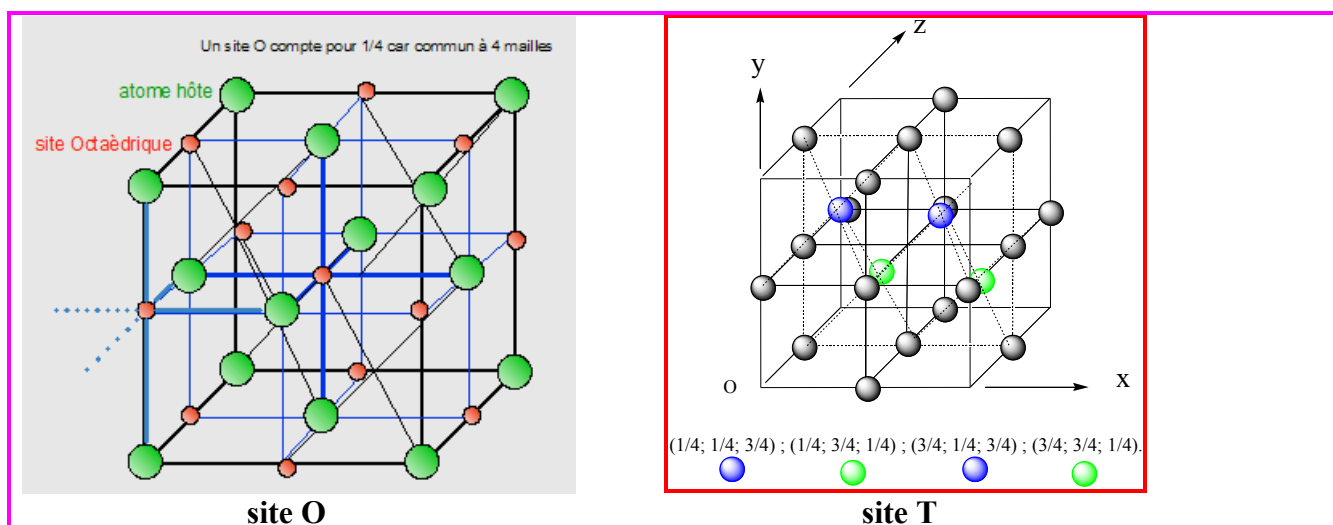
1 pt « les ions chrome occupent les sommets » : il y en a donc $8 \times 1/8 = 1$
« et les ions oxydes le milieu des arêtes » : il y en a donc $12 \times 1/4 = 3$

1 Cr et 3 O : c'est donc **l'oxyde de chrome CrO_3** qui est décrit.

Le trioxyde de chrome $\text{CrO}_{3(s)}$ est un oxydant fort, très utilisé au laboratoire. Il est obtenu industriellement à partir de la chromite de formule $\text{Fe}_x\text{Cr}_y\text{O}_z$ qui est le principal minerai du chrome. Nous nous intéressons dans cette partie à la structure cristalline de la chromite (ce qui nous permet de déterminer x, y et z ainsi que le degré d'oxydation (t) du chrome dans le minerai). La chromite $\text{Fe}_x\text{Cr}_y\text{O}_z$ est le principal minerai du chrome. Elle cristallise dans une structure que l'on peut décrire de la façon suivante : les ions O^{2-} forment un réseau cubique à faces centrées (cfc), les ions Fe^{2+} occupent certains sites tétraédriques et les ions Cr^{3+} occupent certains sites octaédriques.

11) Représenter la maille conventionnelle du réseau cubique à faces centrées formé par les anions O^{2-} en complétant la maille « vide » jointe en annexe. Indiquer la position des sites tétraédriques et des sites octaédriques dans un réseau cubique à faces centrées. Préciser sur le schéma la position d'un site tétraédrique et d'un site octaédrique.

1 pt Voici la maille complétée avec la localisation des sites Octaédriques et celle des sites Tétraédriques.



12) Déterminer le nombre d'ions O^{2-} par maille.

0,5 pt Il y a **4 ions O^{2-}** dans une maille car ils décrivent une structure cubique à faces centrées.

13) Sachant que les ions Fe^{2+} occupent $1/8$ des sites tétraédriques et les ions Cr^{3+} occupent la moitié des sites octaédriques, déterminer le nombre d'ions Fe^{2+} par maille et le nombre d'ions Cr^{3+} par maille.

1,5 pt Si les ions Fe^{2+} occupent $1/8$ des sites T, il n'y en a donc qu'un seul par maille car il y a 8 sites T par maille.

Les ions Cr^{3+} occupent la moitié des sites O, donc il y en a 2 par maille car il y a 4 sites O au total.

Ainsi, par maille :

4 O^{2-}

1 Fe^{2+}

2 Cr^{3+}

Et comme le cristal est électriquement neutre, nous devons avoir :

$$4 \times 2 = 1 \times 2 + 2 \times t \text{ d'où } t = 3$$

Conclusion : **la chromite contient des ions Cr^{3+} et il y en a 2 par maille.**

14) En déduire la formule de la chromite $\text{Fe}_x\text{Cr}_y\text{O}_z$. Quel est le degré d'oxydation (t) du chrome dans le cristal ?

0,5 pt La formule de la chromite est donc : FeCr_2O_4 .

0,5 pt Le chrome y est au degré d'oxydation **III**.

15) Le paramètre de la maille vaut $a = 419 \text{ pm}$ et le rayon ionique de l'ion O^{2-} vaut $r(\text{O}^{2-}) = 140 \text{ pm}$. Dans l'hypothèse où les cations sont tangents aux anions, calculer le rayon du plus gros cation que l'on puisse insérer dans un site octaédrique. (On précise que dans la structure les ions O^{2-} ne sont pas tangents).

1 pt Suivant l'arête a , nous aurons 2 fois le rayon de l'ion oxyde O^{2-} et 2 fois le rayon du cation.
Ainsi : $2R(\text{O}^{2-}) + 2R(\text{cation}) = a$

D'où : $R(\text{cation}) = (a - 2R(\text{O}^{2-}))/2 = 69,5 \text{ pm}$.

16) Calculer la masse volumique de la chromite en kg.m^{-3} .

1,5 pt La masse volumique de la chromite est notée ρ_{Cr} :

$$\rho_{\text{Chromite}} = \frac{\text{masse de la maille}}{\text{volume de la maille}}$$

$$\rho_{\text{Cr}} = \frac{1 \cdot M(\text{Fe}) + 2 \cdot M(\text{Cr}) + 4 \cdot M(\text{O})}{N_a \cdot a^3}$$

Application numérique :

$$\rho_{\text{Cr}} = \frac{1 \times 55,85 \cdot 10^{-3} + 2 \times 52,0 \cdot 10^{-3} + 4 \times 16,0 \cdot 10^{-3}}{6,02 \cdot 10^{23} \cdot (419 \cdot 10^{-12})^3}$$

$$\rho_{\text{Cr}} = 5,055 \cdot 10^3 \text{ kg.m}^{-3}$$

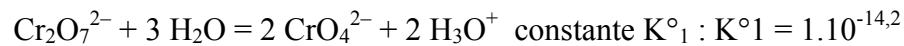
I.D - Les ions en solution aqueuse

7 pts

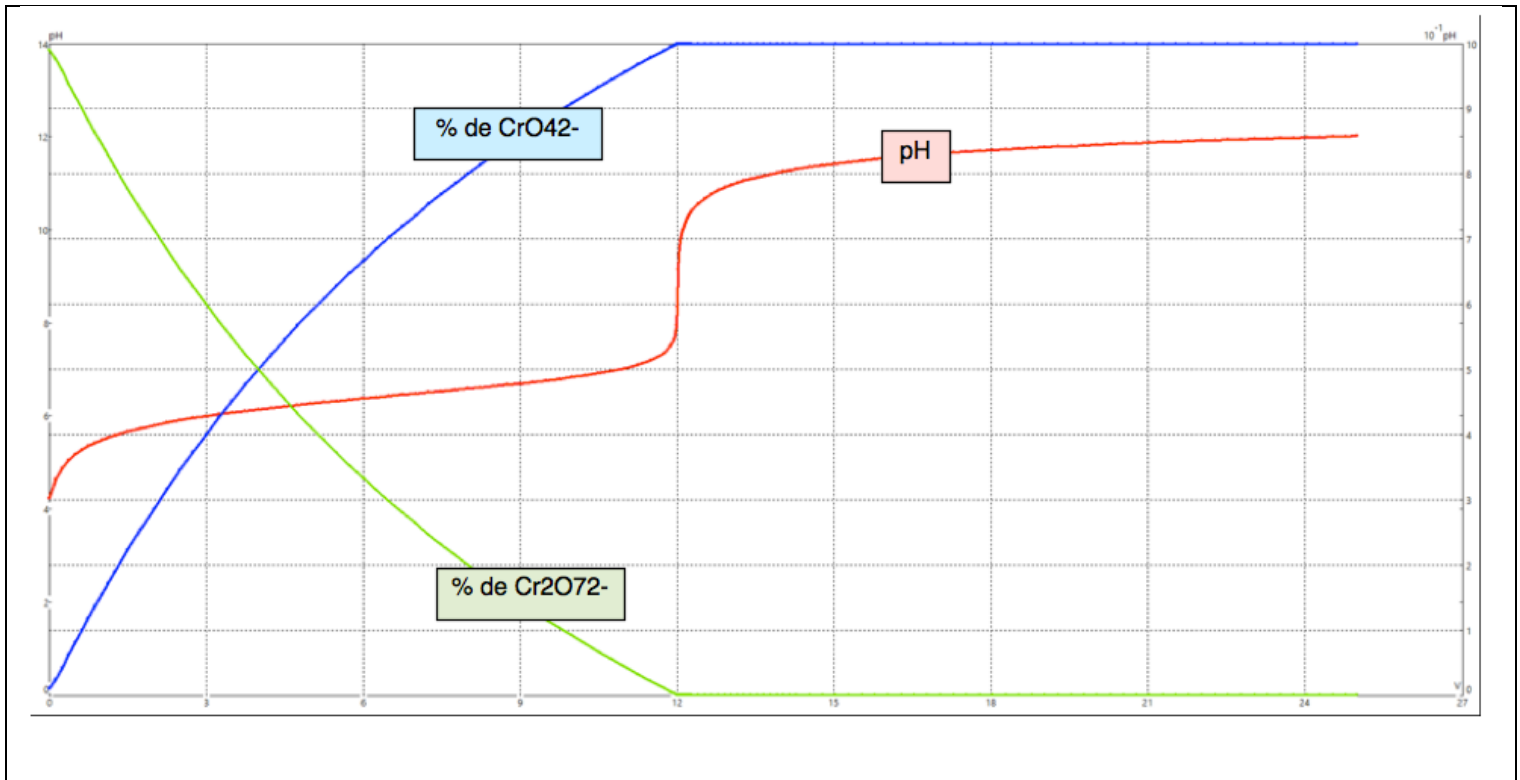
+

15 pts

I.D.2) Les ions chromate (jaune) CrO_4^{2-} et dichromate (orange) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ donnent lieu à un équilibre acido-basique :



On dose 100,0 mL d'une solution de dichromate de potassium à la concentration C_1 par une solution d'hydroxyde de sodium à la concentration $C_2 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$. L'allure de la courbe de dosage est la suivante (figure ci-contre) :



17) Nommer les électrodes qui sont les électrodes utilisées pour le dosage ?

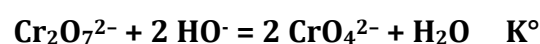
1 pt

Il faut utiliser **l'électrode au calomel saturée** ou **bien l'électrode au chlorure d'argent** comme électrode de référence, et puis **l'électrode de verre**, qui est l'électrode indicatrice de l'activité des ions H^+ .

18) Quelle est la réaction de dosage ? Exprimer puis calculer la valeur de la constante d'équilibre.

1 pt

La réaction de titrage est la suivante :



$$K^{\circ} = \frac{[CrO_4^{2-}]^2}{[Cr_2O_4^{2-}][HO^-]^2}$$

$$K^{\circ} = \frac{[CrO_4^{2-}]^2 [H_3O^+]^2}{[Cr_2O_4^{2-}][HO^-]^2 [H_3O^+]^2}$$

$$K^{\circ} = \frac{[CrO_4^{2-}]^2 [H_3O^+]^2}{[Cr_2O_4^{2-}]} \frac{1}{[HO^-]^2 [H_3O^+]^2}$$

$$K^{\circ} = K^{\circ}_1 \cdot \frac{1}{K_E^2}$$

1 pt Application numérique :

$$K^{\circ} = 10^{-14,2} \times 1 / (1 \cdot 10^{-14})^2 = 10^{13,8}$$

La réaction est totale.

19) Dédure de la courbe de dosage la valeur de C_1 .

A l'équivalence : $n\{HO^- \text{ versé}\} = 2 \times n\{Cr_2O_7^{2-} \text{ dosé}\}$

1,5 pt Application numérique : $0,10 \times 12 \cdot 10^{-3} = 2 \times C_1 \times 100,0 \cdot 10^{-3}$

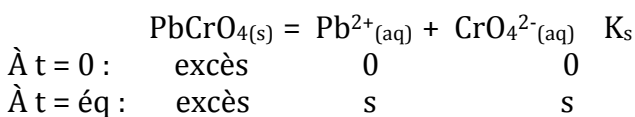
$$C_1 = 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.$$

L'ion chromate CrO_4^{2-} précipité avec les ions plomb Pb^{2+} en donnant un pigment jaune, appelé « jaune de chrome ».

Après précipitation et filtration, le précipité est lavé.

20) A partir du produit de solubilité de $PbCrO_{4(s)}$, déterminer la solubilité du jaune de chrome dans l'eau.

Comme dans le cours effectuons un paramétrage :



Ainsi : $[Pb^{2+}] = s$ et $[CrO_4^{2-}] = s$

Et donc : $K_s = s^2/c^{02}$

$$s = \sqrt{K_s c^0}$$

1,5 pt $s = 10^{-6,7} \text{ mol.L}^{-1}$ soit : $s = 2 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

21) En déduire si cette eau dépasse la norme en vigueur de $10 \mu\text{g.L}^{-1}$ d'ions Pb^{2+} dans l'eau ?

1 pt Dans l'eau utilisée au contact du chromate de plomb, il y a $2 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

Soit une concentration massique en ions Pb^{2+} égale à :

$$s_{\text{massique}}(\text{Pb}^{2+}) = 2 \cdot 10^{-7} \times M(\text{Pb}^{2+}) = 2 \cdot 10^{-7} \times 207,2 = 4,144 \cdot 10^{-5} \text{ g.L}^{-1}$$

$$\text{soit : } s_{\text{massique}}(\text{Pb}^{2+}) = 4,144 \cdot 10^{-5} \times 10^6 \mu\text{g.L}^{-1} = \mathbf{41,44 \mu\text{g.L}^{-1}}$$

Donc l'eau dépasse 4 fois la norme en vigueur : on ne peut pas la rejeter sans traitement.

L'ion dichromate est un oxydant classique de la chimie minérale. Il permet, par exemple, d'oxyder, en milieu aqueux acide, les ions Fe^{2+} en ions Fe^{3+} ; C'est un dosage des ions fer(II) dans un produit phytosanitaire qui est proposé ici.

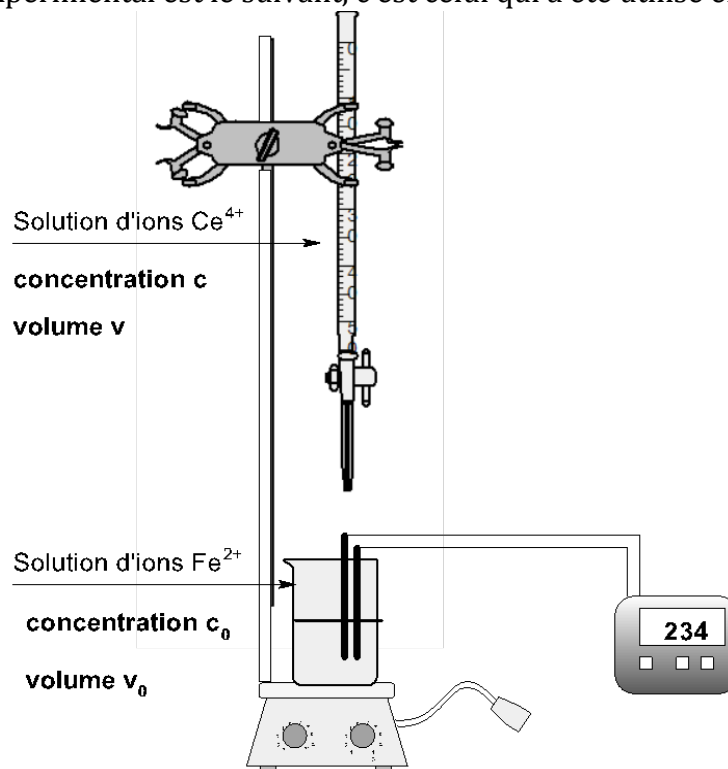
Le sulfate de fer (II) est couramment utilisé comme produit phytosanitaire permettant de lutter contre la prolifération de la mousse (gazon, toitures, etc.). On trouve, par exemple, dans le commerce, des solutions prêtes à l'emploi. L'étiquette d'un produit de ce type précise que le pourcentage massique en ions fer (II) vaut $P = 6 \%$, la solution ayant pour densité $d = 1,05$. On se propose de vérifier le pourcentage massique annoncé par le fabricant en titrant les ions fer (II), contenus dans une solution préparée à partir du produit phytosanitaire, par une solution de dichromate de potassium (2 K^+ , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$).

Pour cela, on prélève 10,0 mL de la solution commerciale d'anti-mousse (solution S) que l'on introduit dans une fiole jaugée de 100 mL. On complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. Après homogénéisation, on obtient la solution S'. On prélève alors $V_0 = 20,0 \text{ mL}$ de la solution S' que l'on introduit dans un bécher. On ajoute 5 mL d'acide sulfurique concentré. On titre alors le contenu du bécher par une solution de dichromate de potassium de concentration $C_1 = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Ce titrage est suivi par potentiométrie et l'équivalence est obtenue pour un volume versé de solution de dichromate de potassium de 18,2 mL.

C.1. Aspect expérimental du titrage

22) Proposer un schéma, soigneusement annoté, du dispositif expérimental à mettre en œuvre pour réaliser ce titrage.

1 pt Le dispositif expérimental est le suivant, c'est celui qui a été utilisé en TP :

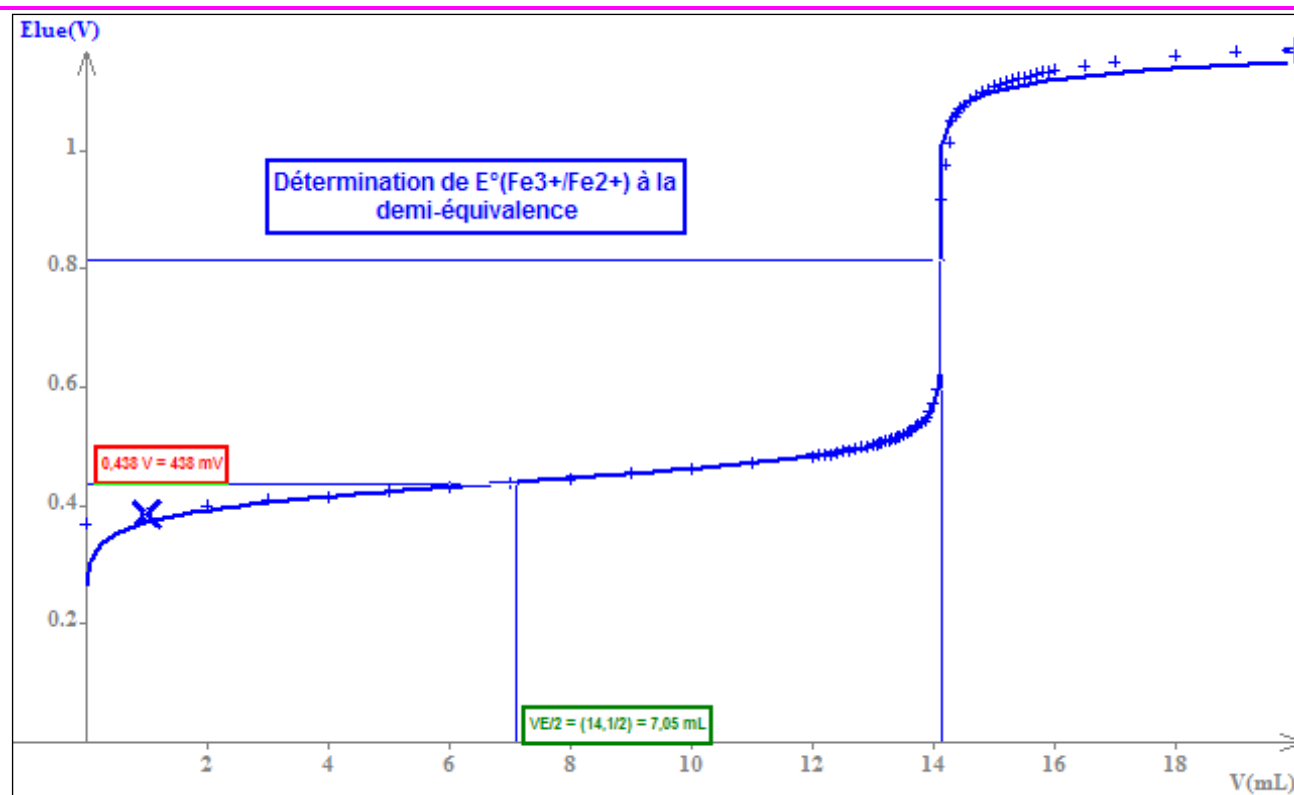


L'électrode de référence est l'électrode au calomel saturée ou bien celle au chlorure d'argent. L'électrode de mesure est une électrode de 3^{ème} espèce, l'électrode de platine en l'occurrence.

- 23) Donner l'allure de la courbe montrant l'évolution du potentiel de la solution en fonction du volume de solution de dichromate de potassium ajouté. Indiquer comment on peut déterminer facilement le potentiel standard E°_1 du couple $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ à partir de la courbe.

1 pt Au cours de la réaction, le potentiel de la solution augmente car on ajoute un oxydant. L'allure de la courbe est donc la suivante.

C'est à la demi-équivalence que l'on peut déterminer le potentiel standard du couple $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ car en ce point du tirage, les concentrations des deux espèces dans la solution sont les mêmes, alors $E(v_{E/2}) = E^\circ$.



1 pt C'est donc en $V_{E/2}$ que l'on détermine le potentiel standard du couple.

C.2. Études des couples mis en jeu

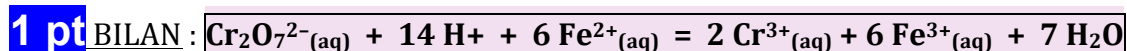
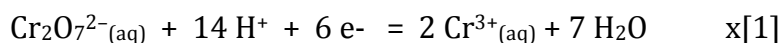
Lors de ce titrage, les couples $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})/\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$ sont mis en jeu.

24) Ecrire l'équation de la réaction de titrage. Cette réaction sera supposée totale, on pourrait le démontrer.

Première demi-équation électronique :

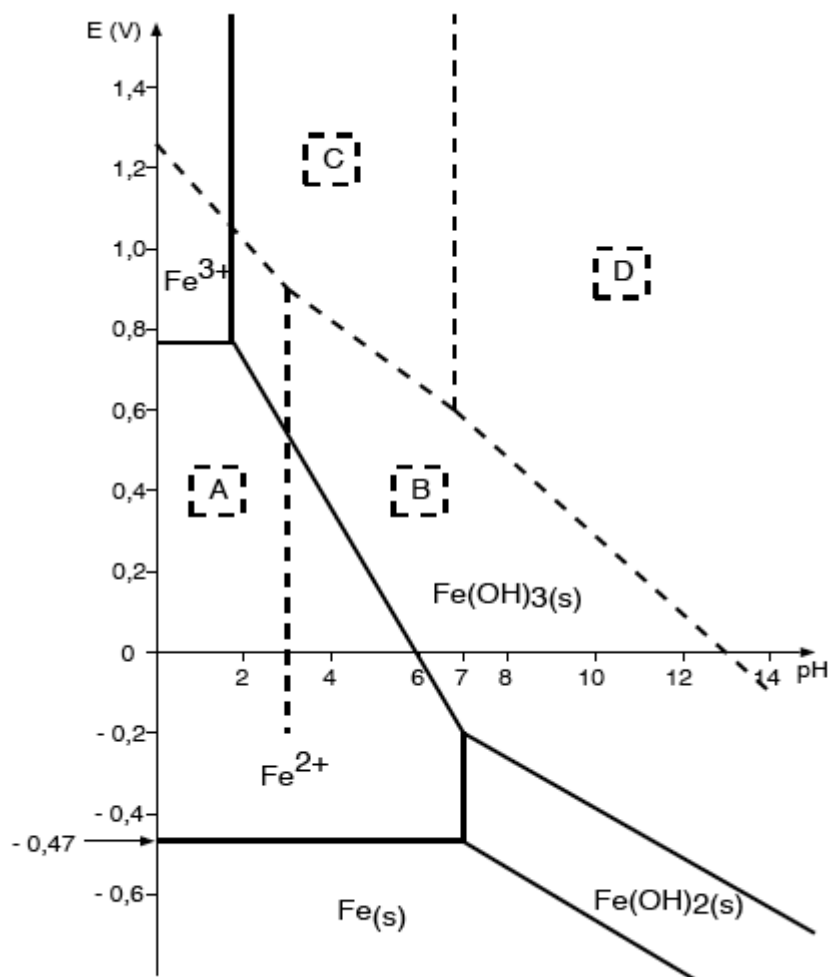


Seconde demi-équation électronique :



C.3. Justification de la réaction support du titrage à l'aide des diagrammes potentiel-pH

On donne ci-dessous le diagramme potentiel-pH du fer (traits pleins) auquel on a superposé une partie de celui du chrome (traits pointillés) limité aux espèces $\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$, $\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s})$, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$ et $\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$ (diagrammes établis en considérant que la concentration totale en espèces dissoutes est égale à $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et pour une température de 298 K) :



**Diagrammes potentiel-pH simplifiés du fer (traits pleins)
et du chrome (traits pointillés) ($C_{\text{tra}} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)**

25) Pour le diagramme potentiel-pH du chrome, indiquer, en justifiant, les espèces auxquelles correspondent les domaines A, B, C et D.

1 pt Déterminons les degrés d'oxydation des espèces contenant l'élément chrome et complétons un « petit tableau prévisionnel » :

$\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$: + III
 $\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s})$: + III
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$: + VI
 $\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$: + VI

Et par ailleurs :

$2 \text{Cr}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{Cr}_2\text{O}_3 + 6 \text{H}^+$
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{CrO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+$

donc Cr^{3+} est un acide et Cr_2O_3 sa base conjuguée

donc $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ est un acide et CrO_4^{2-} sa base conjuguée

D'où le tableau prévisionnel :

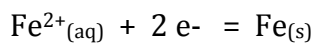
d.o			pH
+ VI	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$	$\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$	
+ III	$\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$	$\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s})$	

On peut alors facilement attribuer les domaines :

$\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$: **A**
 $\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s})$: **B**
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$: **C**
 $\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$: **D**

26) À partir du diagramme potentiel-pH du fer, retrouver la valeur du potentiel standard du couple $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}_{(\text{s})}$.

Couple $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}_{(\text{s})}$:



$$E(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}_{(\text{s})}) = E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}_{(\text{s})}) + (0,06/2) \cdot \text{Log}([\text{Fe}^{2+}]/c^\circ)$$

Application numérique : $E(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}_{(\text{s})}) - 0,47 = E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}_{(\text{s})}) + 0,03 \cdot \text{Log}(C_{\text{tra}}/c^\circ)$

$$- 0,47 = E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}_{(\text{s})}) - 0,03$$

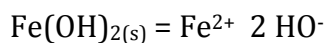
1,5 pt $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}_{(\text{s})}) = - 0,44 \text{ V}$

27) Retrouver, de même, la valeur du produit de solubilité de l'espèce $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$.

2 pt C'est un couple acide-base :

Lorsque $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$ apparaît, la concentration des ions Fe^{2+} est encore égale à la concentration de tracé C_{tra} .

Et le quotient réactionnel est juste égale à K_s associée à l'équilibre :



$$\text{Alors : } K_s = [\text{Fe}^{2+}][\text{HO}^-]^2/c^{\circ 3}$$

$$K_s = C_{\text{tra}} \cdot [\text{HO}^-]^2/c^{\circ 3} \quad \text{et à la frontière, pH} = 7 \text{ donc } [\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Alors un utilisant le produit ionique de l'eau : } [\text{HO}^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

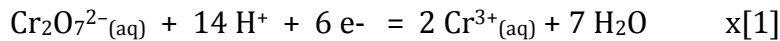
Alors :

$$K_s = C_{\text{tra}} \cdot [\text{HO}^-]^2 / c^{\circ 3} = 1,0 \cdot 10^{-1} \times (1,0 \cdot 10^{-7})^2 = 1,0 \cdot 10^{-15}$$

Soit : **$\text{p}K_s = 15,0$**

28) Calculer la pente de la droite qui délimité les domaines de prédominance de A et de C.

1 pt A : Cr^{3+} et C : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$:



$$E = E^\circ + \frac{0,06}{6} \cdot \text{Log} \left(\frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}][\text{H}^+]^{14}}{[\text{Cr}^{3+}]^2} \right)$$

$$E = E^\circ + \frac{0,06}{6} \cdot \text{Log}([\text{H}^+]^{14}) + \frac{0,06}{6} \cdot \text{Log} \left(\frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]}{[\text{Cr}^{3+}]^2} \right)$$

$$E = E^\circ - \frac{14 \times 0,06}{6} \cdot \text{pH} + \frac{0,06}{6} \cdot \text{Log} \left(\frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]}{[\text{Cr}^{3+}]^2} \right)$$

Ainsi la pente est égale à $-\frac{14 \times 0,06}{6}$

La pente de la droite frontière entre A et C vaut donc : **$-0,14 \text{ V (par unité de pH)}$**

C.4. Détermination du titre massique en ions fer (II) de la solution commerciale

29) Établir la relation entre la quantité de matière d'ions dichromate versés à l'équivalence et celle des ions fer (II) présents initialement dans le bécher.

0,5 pt A l'équivalence : **$n\{\text{Fe}^{2+} \text{ dosé}\} = 6 \times n\{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \text{ versé}\}$**

30) Déterminer alors la concentration molaire C' en ions fer (II) de la solution S' .

1,5 pt A l'équivalence : **$n\{\text{Fe}^{2+} \text{ dosé}\} = 6 \times n\{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \text{ versé}\}$**

Or : « On prélève alors $V_0 = 20,0 \text{ mL}$ de la solution S' que l'on introduit dans un bécher. On ajoute 5

mL d'acide sulfurique concentré. On titre alors le contenu du bécher par une solution de dichromate de potassium de concentration $C_1 = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Ce titrage est suivi par potentiométrie et l'équivalence est obtenue pour un volume versé de solution de dichromate de potassium de 18,2 mL. »

Application numérique : $V_0 \cdot [\text{Fe}^{2+}] = 6 \times C_1 \times V_E$

$$[\text{Fe}^{2+}] = 6 \times C_1 \times V_E / V_0$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = 6 \times 2,00 \cdot 10^{-2} \times 18,2 / 20$$

$$C' = [\text{Fe}^{2+}] = 1,092 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

31) En déduire la concentration molaire C de la solution commerciale d'anti-mousse (solution S).

C est la concentration de la solution commerciale de Fe^{2+}

Or : « Pour cela, on prélève 10,0 mL de la solution commerciale d'anti-mousse (solution S) que l'on introduit dans une fiole jaugée de 100 mL. »

Alors :

C est la concentration de la solution commerciale de Fe^{2+}

Quantité de matière prélevée : $N = v_0 \cdot C$ $v_0 = 10,0 \text{ mL}$

Tout est placé dans la fiole de 100,0 mL et on en prélève $V_0 = 20,0 \text{ mL}$ donc on dose $20/100 N$ mol de Fe^{2+} ;

« On complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. Après homogénéisation, on obtient la solution S' . On prélève alors $V_0 = 20,0 \text{ mL}$ de la solution S' que l'on introduit dans un bécher. On ajoute 5 mL d'acide sulfurique concentré. On titre alors le contenu du bécher par une solution de dichromate de potassium de concentration $C_1 = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Ce titrage est suivi par potentiométrie et l'équivalence est obtenue pour un volume versé de solution de dichromate de potassium de 18,2 mL. »

»

Ainsi : $(20/100) \cdot N = V_0 \cdot [\text{Fe}^{2+}]$

$$(20/100) \cdot v_0 \cdot C = V_0 \cdot [\text{Fe}^{2+}]$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = 6 \times 2,00 \cdot 10^{-2} \times 18,2 / 20$$

$$C' = [\text{Fe}^{2+}] = 1,092 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

D'où :

$$C = V_0 \cdot C' \cdot (100/20) / v_0$$

$$C = 20 \times 1,092 \cdot 10^{-1} \cdot (100/20) / 10$$

1,5 pt $C = 1,092 \text{ mol.L}^{-1}$

Soit une teneur massique en Fer égale à $C.M_{\text{Fe}}$:

$$C_{\text{massique}} = 61 \text{ g.L}^{-1}$$

Or on nous dit que la densité de la solution est $d = 1,05$ donc 1 L pèse 1050 g

Et nous trouvons 61 g de Fer

Soit un pourcentage égale à $\%(\text{Fe}) = 61/1050 \times 100 = 5,80$ on st proche des 6 % indiqués sur l'étiquette.

32) Montrer que les résultats expérimentaux sont bien en accord avec l'étiquette.

2 pt Nous avons :

$$C = 1,092 \text{ mol.L}^{-1}$$

Soit une teneur massique en Fer égale à $C.M_{\text{Fe}}$:

$$C_{\text{massique}} = 1,092 \times 55,85 = 61 \text{ g.L}^{-1}$$

Or on nous dit que la densité de la solution est $d = 1,05$ donc 1 L pèse 1050 g

Et nous trouvons 61 g de Fer donc dans 1050 g :

Soit un pourcentage égale à $\%(\text{Fe}) = 61/1050 \times 100 = 5,80$ on est proche des 6 % indiqués sur l'étiquette.

●●● **FIN** ●●●

