

# Devoir Surveillé n° 3 le jeudi 21 décembre 2017

Durée du devoir: 1 heure 45

# CORRIGÉ





"Une forteresse massive qu'il me fallait démanteler bastion après bastion pour mettre la main sur le lutin caché, sur le capricieux nickel-Nicolas qui bondit tantôt ici, tantôt là insaisissable et malin, avec ses longues oreilles tendues, toujours prêt à fuir devant les coups du pic investigateur, pour vous planter là avec un pied de nez."

Primo Lévi Le système périodique

Exercice 1 50 min

## Le fluor, et les autres halogènes

## Les éléments halogènes

La famille des halogènes est constituée des éléments chimiques suivants : le fluor <sub>9</sub>F, le chlore <sub>17</sub>Cl, le brome <sub>35</sub>Br, l'iode <sub>?</sub>I, l'astate <sub>85</sub>At, et le petit nouveau, le tennesse <sub>117</sub>Ts.

1) Rappeler le numéro de la colonne des halogènes dans la classification périodique actuelle.

Les halogènes sont bien entendus situés dans la **colonne n°17** de la classification périodique actuelle.

Ethymologiquement, « halogène » signifie « générateur de sel ».

Voir article joint en annexe.

2) L'iode est le quatrième halogène. En déduire son numéro atomique. A quelle période appartient-il ?

L'iode est le **quatrième** halogène. La première période n'en comporte pas car il n'y a que H et He dans cette période. Le fluor, dans la seconde période, est le premier halogène. Si l'iode est le quatrième halogène, il appartient donc à la **cinquième période**.

Ainsi, s'il est dans la 17<sup>ème</sup> colonne et la 5<sup>ème</sup> période, sa configuration électronique externe est donc : **5s<sup>2</sup>5p<sup>5</sup>**.

Pour arriver à cela, il a fallu placer 36 électrons pour obtenir la configuration du krypton qui suit le brome, et rajouter 2 électrons 5s, 10 électrons 4d et 5 électrons 5p.

Donc le numéro atomique de I est Z = 36 + 2 + 10 + 5 = 53.

On pouvait aussi plus rapidement dire : Z(I) = Z(Br) + 18 = 53.

3) Combien les halogènes possèdent-ils d'électrons de valence ?

Nous le redisons : les halogènes possèdent **7 électrons de valence**, qui sont ceux de leur sous-couches **5s et 5p**.

4) Quelles entités microscopiques trouve-t-on dans les corps simples halogènes et pourquoi les atomes s'associent-ils ainsi ? Dessiner un schéma de Lewis d'une de ces entités.

7 électrons de valence : il leur en manque **1** pour acquérir la configuration électronique du gaz noble qui les suit dans la classification. 2 atomes X vont donc s'apparier pour mettre en commun un doublet d'électrons qui va leur permettre de satisfaire à la règle de l'octet.

Illustrons notre propos avec le dichlore :

5) Attribuer à chaque atome d'halogène (le tennesse est cependant exclus) son électronégativité (échelle de Pauling) : 3,0 ; 4,0 ; 2,5 ; 2,8 ; 2,2. Justifier.

L'électronégativité augmente de bas en haut dans une colonne.

Alors l'élément le plus électronégatif est F, et les halogènes le sont de moins en moins jusqu'à l'iode et l'astate.

Alors nous aurons :  $\chi(F) = 4.0$ ;  $\chi(CI) = 3.0$ ;  $\chi(Br) = 2.8$ ;  $\chi(I) = 2.2$ ;  $\chi(At) = 2.2$ ;

Rem : dans ce sujet, les valeurs étaient un peu différentes des valeurs habituelles, notamment celles de Pauling, mais ce qui importait était le classement à partir de ces valeurs relatives ;

### Intéressons-nous au premier des halogènes, le fluor F.

Le fil conducteur de cette partie est l'élément chimique fluor dont les propriétés vont être déclinées dans différents domaines de la chimie.

#### A. Quelques composés du fluor en solution aqueuse.

L'efficacité de la présence de l'élément chimique fluor en prévention de la carie dentaire a été reconnue depuis le début du XXe siècle. Pour cette raison, il s'en trouve dans de nombreux dentifrices. Suivant les marques, il est sous forme SnF<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>PO<sub>3</sub>F ou NaF.



6) Donner la structure électronique de l'atome F et celle de l'ion F dans leur état fondamental.

 $F: 1s^2 2s^2 2p^5$  $F^-: 1s^2 2s^2 2p^6$ 

7) Dans ces composés fluorés susceptibles de se retrouver dans les dentifrices, Na est toujours l'ion Na<sup>+</sup> ; de plus, on rappelle que l'étain, Sn, est dans la même colonne de la classification périodique que le carbone, de numéro atomique Z = 6.

Il n'y avait pas de question ; laissons ce point 7) pour ne pas modifier la numérotation des questions suivantes...

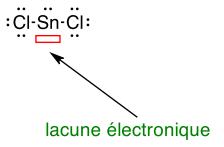
8) Proposer le schéma de Lewis de la molécule SnF<sub>2</sub>. Comment la qualifier ?

Si l'étain Sn est dans la même colonne que le carbone, il a la même configuration électronique externe, et possède donc **aussi 4 électrons de valence** (ns<sup>2</sup>np<sup>2</sup>) Sn possède 4 électrons de valence et F en possède 7.

$$4 + 2x7 = 18$$

18/2 = 9 doublets.

Proposons le schéma suivant :



Sn n'a pas un octet réalisé, cela lui confère des **propriétés acides au sens de Lewis**. (il a des propriétés basiques aussi car il possède un doublet libre sur Sn, sans compter ceux sur F, mais il est peu basique).

9) Proposer plusieurs formules de Lewis pour la partie anionique de Na<sub>2</sub>PO<sub>3</sub>F, dans laquelle l'atome P est l'atome central, et sachant que P est dans la même colonne de l'azote <sub>7</sub>N. Qu'en concluez-vous sur les longueurs des liaisons PO?

Si l'ion du sodium présent est Na<sup>+</sup>, alors l'entité anionique est PO<sub>3</sub>F<sup>2-</sup>.

P appartenant à la même colonne que N possède 5 électrons de valence, O en possède 6 et F en possède 7.

 $PO_3F^{2-}$ : 5 + 3x6 + 7 + 2 = 32

32/2 = 16 doublets à répartir ; proposons ce schéma :

Il est possible d'écrire plusieurs formes mésomères, et on remarque que, dans cet anion, **les longueurs des liaisons PO sont toutes identiques**, elles sont une longueur intermédiaire entre celle d'une liaison simple et celle d'une liaison double.

La réaction du difluor  $F_2$  avec les ions hydroxydes  $HO^-$  en solution aqueuse basique conduit au composé de formule  $F_2O$  selon la réaction :

$$2 F_2 + 2 HO^- = 2 F^- + F_2O + H_2O$$

10) Proposer une structure de Lewis pour F<sub>2</sub>O.

F possède 7 électrons de valence, O en possède 6 :

F20 - : 6 + 2x7 = 20

20/2 = 10 doublets à répartir ; proposons ce schéma :

#### B. Étude d'une molécule interhalogénée.

Les halogènes peuvent s'associer entre eux pour donner des composés moléculaires interhalogénés.

Extrait du livre de Monsieur Moissan:

Action sur l'iode. — Lorsque l'on fait arriver un courant de fluor sur un fragment d'iode bien sec, ce corps s'entoure d'une flamme pâle, et disparaît avec rapidité. Si l'iode est placé dans un tube de platine à l'abri de l'air, la combinaison se produit avec un dégagement de chaleur très grand; mais on ne recueille pas de corps gazeux.

Il se condense un liquide très dense, incolore quand il ne renferme pas d'iode en solution, et fumant abondamment à l'air. Ce liquide se décompose en présence de l'eau en produisant le bruissement d'un fer rouge.

Ces propriétés rapprochent ce composé du fluorure d'iode liquide, décrit par M. Gore et préparé, par ce savant, en traitant l'iode par le fluorure d'argent. Nous estimons que ce fluorure mériterait de nouvelles recherches.

Le composé dont parle Monsieur Moissan est le **pentafluorure d'iode**, qui est un composé de formule IF<sub>5</sub>. C'est un liquide jaune pâle dense préparé pour la première fois par Henri Moissan lui-même en 1891.

11) Ecrire l'équation de cette réaction de combustion découverte par Henri Moissan, « le courant de fluor » étant le difluor gazeux  $F_{2(g)}$  et « le fragment d'iode bien sec » étant le diiode solide  $I_{2(s)}$ . Identifier le combustible et le comburant en rappelant ce que ces termes désignent.

La réaction a lieu entre le difluor gazeux et le diiode solide pour donner  $IF_5$  liquide :  $F_{2(g)} + 5 I_{2(g)} = 2 IF_{5(l)}$ 

En oxydo-réduction, le **combustible** est l'espèce qui est oxydée, donc le réducteur, c'est donc le **diiode**, et le **comburant**, c'est l'espèce qui est réduite, donc l'oxydant, c'est donc ici le **fluor**.

12) Cette réaction peut-elle être rigoureusement totale, ou bien est-elle quasi-totale ? Discuter soigneusement.

Pour bien répondre à cette question, il faut revenir au second chapitre (« transformations chimiques »).

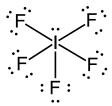
En effet, il y a deux situations car une espèce st en phase condensée (le solide) et l'autre non, en phase gazeuse (le difluor) :

Si c'est le diiode, qui est un solide, qui est en proportion inférieure aux proportions stoechiométriques, la transformation sera RIGOUREUSEMENT totale car tout le diiode sera consommé sans que l'équilibre puisse être atteint : il y aura rupture d'équilibre.

Si c'est le difluor, qui est un gaz, qui est en proportion inférieure aux proportions stoechiométriques, la transformation sera QUASI-TOTALE car si la constante d'équilibre K° est très grande, alors l'activité du difluor (pression partielle du difluor/pression standard) sera dans ce cas très très faible (car au dénominateur), mais elle n'atteindra pas rigoureusement la valeur nulle. Donc la réaction sera quasi-totale.

13) Représenter un schéma de Lewis de IF<sub>5</sub>, I étant l'atome central.

Nous avons à faire à 2 halogènes, qui possèdent 7 électrons de valence. Au total, il y a donc 6x7 = 42 électrons de valence. Soit 21 doublets :



#### C. Étude de composés fluorés de la colonne 15.

Des matériaux inorganiques fluorés sont utilisés comme fondants dans l'industrie métallurgique, pour la purification des surfaces d'aciers, comme catalyseurs en milieux superacides (par exemple  $SbF_5$  dissous dans HF, est plusieurs millions de fois plus acide que l'acide sulfurique concentré). On en trouve aussi dans la chimie des diélectriques (tel  $SF_6$ , gaz à effet de serre extrèmement puissant), de la microélectronique ( $ClF_3$  et  $NF_3$ ).

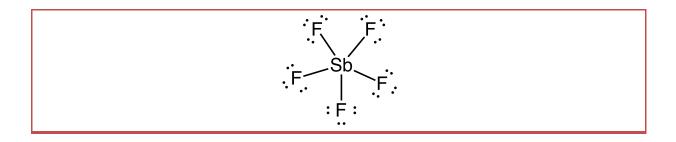
14) Sb est le symbole de l'antimoine, qui est dans la colonne 15, celle de l'azote 7N. Dessiner un schéma de Lewis de SbF<sub>5</sub>.

Sb, l'antimoine possède, 5 électrons de valence.

F possède è électrons de valence.

Au total, il y a donc 5 + 5x7 = 40 électrons de valence.

Soit 20 doublets:



15) Comme il vient d'être dit, Sb est dans la colonne de l'azote. Pourtant, l'équivalent NF<sub>5</sub> n'existe pas. Expliquer pourquoi.

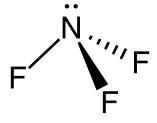
NF<sub>5</sub> n'existe pas car **N** n'est pas hypervalent contrairement aux autres éléments de sa colonne : il n'a pas d'orbitales nd disponibles pour accueillir des électrons, donc il ne peut pas être entouré de plus de 8 électrons. Ainsi, NF<sub>5</sub> n'existe pas.

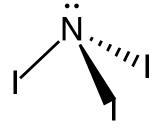
16) Utilisé en microélectronique, le trifluorure d'azote NF3 est relativement stable. A l'inverse, le triodure NI3 est l'un des explosifs les plus sensibles qui soient : un simple courant d'air suffit par exemple pour le faire exploser. On peut expliquer cette différence de stabilité en discutant sur les halogènes F et I. Comment varie la dimension atomique dans la colonne des halogènes ? Quel est l'atome de plus gros : F ou I ? Qu'est-ce qui peut bien justifier la très grande instabilité du composé iodé ?

Dans NI<sub>3</sub>, la répulsion entre les gros atomes d'iode expliquent la très très grande instabilité de NI<sub>3</sub>. Dans NF<sub>3</sub>, la répulsion entre les atomes de fluor est plus faible, la molécule est plus stable.

Tout ceci repose donc sur la taille des atomes : un atome d'iode est plus gros qu'un atome de fluor. En effet, la dimension atomique augmente lorsque l'on descend dans une période de la classification périodique.







#### Représentation de NF3

(les doublets sur F ne sont pas dessinés)

#### Représentation de NI<sub>3</sub>

(les doublets sur I ne sont pas dessinés)

#### D. Action de l'acide fluorhydrique sur le tantale.

Le tantale a pour nombre quantique principal n le plus élevé n=6. Il est dans la troisième colonne du bloc d.

17) Préciser sa configuration électronique de valence.

« n le plus élevé » égal à 6, donc configuration en 6s<sup>2</sup>.

Comme il est dans la 3<sup>ème</sup> colonne du bloc d, sa configuration se termine en (n-1)d<sup>3</sup>, soit :

La configuration électronique fondamentale de Ta est 6s<sup>2</sup> 5d<sup>3</sup>.

Le tantale métallique est presque insensible aux attaques chimiques et il est seulement attaqué par des solutions concentrées d'acide fluorhydrique HF pour donner des ions  $[TaF_7]^{2-}$ . En effet, si l'on place du tantale fraîchement décapé dans un tube à essai et que l'on ajoute de l'acide fluorhydrique concentré, on observe un fort dégagement gazeux, une élévation de la température et la disparition du tantale. Le gaz obtenu est le même que celui libéré lors de la réaction du sodium métallique sur l'eau.

18) Pourquoi est-il nécessaire de décaper le métal avant d'effectuer la réaction?

Le tantale s'est peut-être recouvert d'une couche protectrice d'oxyde qui le rend moins réactif, il peut aussi s'agir d'autres composés, comme un carbonate, qui recouvrent le tantale. Cette couche d'oxyde le protège bien et il faut donc l'enlever, en le décapant, pour le rendre réactif.

19)Écrire l'équation de la réaction entre l'eau et le sodium. Quels sont les précautions à respecter pour le stockage et pour la manipulation du sodium métallique?

Le sodium est un réducteur qui appartient à la famille des alcalins. Il cède très facilement son seul électron de valence :  $Na = Na^+ + e^-$ 

Le sodium réduit l'eau, il y a un dégagement de dihydrogène :

$$H_2O_{(1)} + e^- = \frac{1}{2} H_{2(g)} + HO^-_{(aq)}$$

Finalement: 
$$Na_{(s)} + H_2O_{(l)} = \frac{1}{2} H_{2(g)} + HO_{(aq)}^- + Na_{(aq)}^+$$

Le sodium réagissant violemment avec l'eau sera conservé dans l'huile, sans aucune trace d'eau. Avant de l'utiliser, on essuiera le morceau afin d'enlever l'huile, et on le décapera pour enlever la couche d'oxyde qui le protège. On portera bien entendu gants et lunettes.

20)Écrire l'équation de la réaction entre le tantale et l'acide fluorhydrique.

Le tantale réagit avec HF et il y a un **dégagement de dihydrogène** d'après les observations. Alors écrivons les deux demi-équations électroniques :

• Ta + 7 HF = 
$$[TaF_7]^{2-}$$
 + 7 H<sup>+</sup> + 5 e<sup>-</sup>

• 
$$5 \text{ H}^+ + 5 \text{ e}^- = 5/2 \text{ H}_2$$

Soit:

$$Ta_{(s)} + 7 HF_{(aq)} = [TaF_7]^{2-}_{(aq)} + 2 H^{+}_{(aq)} + 5/2 H_{2(q)}$$

Soit:

$$2 Ta_{(s)} + 14 HF_{(aq)} = 2 [TaF_7]^{2^-}_{(aq)} + 4 H^+_{(aq)} + 5 H_{2(g)}$$

21) Concernant les deux réactions précédentes, de quel type de réaction s'agit-il?

Le tantale cède des électrons qui sont pris par les ions H<sup>+</sup>, donc il s'agit là de **réactions d'oxydo-réduction**.

#### E. Et le fluor en chimie organique.

En chimie organique, le fluor est également bien présent. Citons, comme produit fluoré, le Téflon $\mathbb{C}$ , qui est un polymère du tétrafluoroéthène,  $C_2F_4$ .

22)Représenter la molécule de tétrafluoroéthène.

C possède 4 électrons de valence et Fen possède 7.

2x4 + 2x7 = 22 électrons.

22/2 = 11 doublets.

Proposons ce schéma :

Fin du problème 1...

#### Exercice 2 50 min

## Du cobalt à l'iridium

## Du cobalt à l'iridium: balade dans la colonne 9 de la classification.

#### A. Le cobalt dans la classification périodique

Le cobalt a pour symbole **Co**. C'est le premier élément de la colonne n° **9** de la classification périodique (suivant la numérotation de l'IUPAC).

23) Déduire la position du cobalt dans le tableau périodique : à quelle période appartient-il ? Quel est son numéro atomique ? Quelle est sa configuration électronique à l'état fondamental lorsqu'une règle, dont on rappellera uniquement le nom (sans l'énoncer) est strictement suivie ?

Le cobalt est le premier élément de la colonne 9. Or **la colonne 9 est une colonne du bloc d**. Comme il y a deux colonnes du bloc s initialement, le cobalt est donc situé dans la **7**ème **colonne du bloc d**.

Et ce bloc d ne commence qu'à partir de la 4<sup>ème</sup> période.

Ainsi, la configuration électronique externe du cobalt est la suivante : ...4s² 3d7.

La configuration électronique fondamentale du cobalt est donc la suivante lorsque l'on respecte la règle de Klechkowski :

ou, en réordonnant les sous-couches : 1s² 2s² 2p6 3s² 3p6 3d7 4s²

l'atome de cobalt possède 27 électrons : le numéro atomique du cobalt est  $\mathbf{Z} = \mathbf{27}$ .

24) Quelles sont les orbitales atomiques de valence du cobalt ? Combien d'électron de valence possède le cobalt ?

Les orbitales atomiques de valence du cobalt sont les orbitales atomiques 3d (il y en a 5) et l'orbitale atomique 4s.

Ces orbitales atomiques possèdent au total **9 électrons** : le cobalt possède 9 électrons de valence.

25) Combien cette configuration électronique prévoit-elle d'électrons célibataires pour le cobalt ? Justifier la réponse en énonçant cette fois la règle utilisée. Quel(s) nombre(s) quantique(s) a(ont) une valeur différente pour ces électrons célibataires ?

Détaillons le remplissage de la sous-couche 3d : il y a 5 OA que l'on remplit en respectant la règle de Hund :

« Lorsque des électrons doivent occuper les OA d'un niveau d'énergie dégénéré, la configuration la plus stable est obtenue en plaçant le plus d'électron seul dans chaque OA et dans le même état de spin ».











Ainsi, le cobalt possède, dans son état fondamental, 3 électrons non appariés.

Tous ces électrons appartiennent à la même sous-couche 3d, donc possèdent les mêmes nombres quantiques n et l. Ils sont dans le même état de spin donc ont le même nombre quantique  $m_s$ .

Ainsi, ces 3 électrons diffèrent uniquement par le nombre quantique magnétique  $m_{l}$ .

26) A quel bloc appartient donc le cobalt?

Le cobalt appartient au bloc « d »

27) Comment appelle-t-on les éléments auxquels appartient le cobalt ?

Le cobalt appartient à la famille des éléments de transition

28) Le cobalt est présenté comme un « *métal ductile* ». Rappeler ce que cela signifie et citer 3 autres propriétés qui définissent l'état métallique.

Un métal ductile est un métal qui est étirable sous la forme d'un fil.

Un métal possède aussi d'autres propriétés :

- Il présente l'éclat métallique
- Il est malléable
- Il est réducteur, ce qui est à relier à sa faible électronégativité
- Il est bon conducteur électrique et bon conducteur thermique
- Il possède aussi la propriété d'avoir une conductivité qui diminue lorsque la température augmente.

#### B. Énergies d'ionisation successives

Les valeurs indiquées ci-dessous correspondent aux énergies d'ionisation successives du cobalt : ce sont les énergies nécessaires pour arracher les électrons un à un.

i <sup>ème</sup> ionisation	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Energie en kJ.mol <sup>-1</sup>	760,4	1648	3232	4950	7670	9840	12 440	15 230	17959	26570

29) C'est plus net sur la courbe tracée (*figure en haut de la page suivante*) : on observe une brusque augmentation de l'énergie d'ionisation lorsque *i* = 10. Interpréter ce phénomène. Cette observation corrobore-t-elle votre réponse à une question précédente ? Si oui, de quelle question s'agissait-il ?

On remarque une rupture brutale lorsque l'on souhaite arracher le 10<sup>ème</sup> électron, qui n'est plus un électron de valence mais un électron de cœur.

On retrouve là ce que nous avons dit à la question 24 : le cobalt possède 9 électrons de valence. Arracher un électron très lié au noyau, un électron de cœur, demande beaucoup d'énergie.

30) A l'aide des données rappelées ci-dessous, poser le calcul littéral, puis le calcul numérique complet vous permettant de calculer la valeur de la longueur d'onde maximale capable d'ioniser l'atome de cobalt pour former l'ion Co<sup>+</sup>.

E = 760,4 kJ.mol<sup>-1</sup> représente l'énergie qu'il faut pour arracher 1 électron par mol de cobalt.

Pour arracher 1 e<sup>-</sup> à 1 seul atome Co, il faut : E/Na en exprimant E en J.mol<sup>-1</sup>

Alors : l'énergie est telle que :

$$\frac{E}{N_A} = h. \, \nu = h. \frac{c}{\lambda}$$

D'où:

$$\lambda = h.\frac{c}{E}.N_A$$

A.N:

$$\lambda = 6,62.10^{-34}.\frac{2,998.10^8}{760,4.10^3}.6,02.10^{23}$$

En faisant un calcul rapide :  $\lambda = 7.10^{-34} \cdot \frac{3.10^8}{7,70.10^5} \cdot 6.10^{23}$ 

$$\lambda = \frac{21.10^{-8}}{7.6}.6$$

$$\lambda = 15.10^{-8} m$$

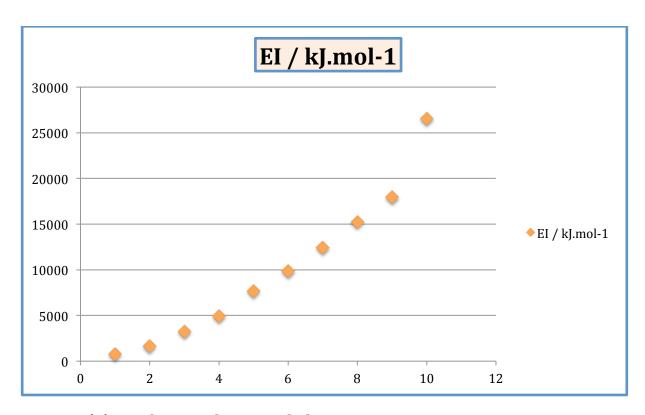
 $\lambda = 150 nm$  (domaine UV)

(le calcul avec la calculatrice donne 157 nm)

#### Données:

Constante de Planck :  $h = 6,626.10^{-34}$  J.s Constante d'Avogadro :  $N = 6,02.10^{23}$  mol<sup>-1</sup>

*Célérité* :  $c = 2,998.10^8 \text{ m.s}^{-1}$ 



#### C. Propriétés catalytiques des ions cobalt

La réaction de décomposition du sel de Seignette, ou sel de La Rochelle, par l'eau oxygénée, fait intervenir le cobalt. Les ions cobalt catalysent en effet cette réaction. Le sel de Seignette a pour formule moléculaire KNaC<sub>4</sub>H<sub>4</sub>O<sub>6</sub> (avec en plus 4 molécules d'eau dans sa structure cristalline).

31) Na et K sont des alcalins. À quelle famille d'éléments chimiques appartiennent le sodium, Na, de numéro atomique Z=11 et le potassium, K, de numéro atomique Z=19? En déduire l'ion du potassium et l'ion du sodium présents dans  $KNaC_4H_4O_6$ , puis la charge négative « y - » de l'édifice «  $[C_4H_6O_4]^{y-}$ ».

Les alcalins Na et K donnent les ions Na<sup>+</sup> et K<sup>+</sup>. Comme l'édifice proposé est neutre, alors la charge est la charge « **2-** » .

32) Compléter alors le schéma de Lewis de cet ion « [C<sub>4</sub>H<sub>6</sub>O<sub>4</sub>]<sup>y-</sup> » en redessinant dans votre copie le schéma partiel ci-dessous et en le complétant en faisant apparaître tous les doublets non représentés (libres ou liants) et les charges formelles éventuelles portées par les atomes d'oxygène.

Le schéma complété est alors le schéma suivant :

Au cours de la réaction de décomposition du sel de Seignette par l'eau oxygénée  $H_2O_2$ , les ions cobalt(II) notés  $Co^{2+}$ , roses, sont oxydés en ions cobalt(III), notés  $Co^{3+}$ , verts.

33) Donner la configuration électronique de l'ion cobalt(II), Co<sup>2+</sup>, et de l'ion cobalt(III), Co<sup>3+</sup> dans leur état fondamental.

Dans le cas des atomes du bloc d, pour lesquels la configuration électronique de valence ns<sup>2</sup> (n-1)d<sup>y</sup>, **ce sont les électrons ns<sup>2</sup> qui partent en premier**. Ainsi, la configuration des deux ions est :

Co<sup>2+</sup>: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 3d<sup>7</sup> Co<sup>3+</sup>: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 3d<sup>6</sup>

#### D. Le bleu de cobalt

Vincent van Gogh écrivait à son frère Théo : « Le bleu de cobalt est une couleur divine et il n'y a rien de plus beau pour installer une atmosphère ».

Le cobalt est utilisé dans un pigment bleu, appelé Bleu de cobalt, connu depuis des temps très anciens. Ce bleu cobalt a pour formule brute Al<sub>2</sub>CoO<sub>4</sub>.

34) Sachant que le numéro atomique de Al est Z = 13, que celui de O est 8, en déduire les ions présents dans le composé  $Al_2CoO_4$ , en particulier l'ion du cobalt.

17

Al : Z = 13 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>1</sup> et il cède facilement ses 3 électrons 3s et 3p pour donner l'ion  $Al^{3+}$ : 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>

O: Z = 8  $1s^2$   $2s^2$   $2p^4$  et il capte facilement 2 électrons afin d'acquérir la configuration électronique stable  $1s^2$   $2s^2$   $2p^6$  en donnant l'ion oxyde  $O^{2-}$ .

Alors, afin d'assurer l'électroneutralité du composé, **l'ion du cobalt qu'il contient est l'ion Co<sup>2+</sup>**, nous avons ainsi 6 charges + et 6 charges – dans le composé.

« Au dessus de tous les bleu, il y a le cobalt : Le cobalt est une couleur divine et il n'y a rien d'aussi beau pour mettre de l'air autour des objets... » Van Gogh

#### F. Descendons dans la colonne du cobalt

L'iridium, de symbole Ir, appartient à la même colonne que le cobalt et à la 6ème période. Exemple de « sérendipité », cet élément a permis d'expliquer l'origine de la disparition des dinosaures. En effet, il a été déposé sur toute la surface de la Terre par la désintégration d'un astéroïde qui en était richement doté…le moment du choc de cet astéroïde avec la terre correspond au moment où les dinosaures ont été rayés de la surface de la Terre.

Le site webelements indique les abondances des deux isotopes naturels de l'iridium :

Isotope	Masse molaire (en g.mol <sup>-1</sup> )	Abondance naturelle (en % atomique)
<sup>A</sup> ZIr	190,960584	37,3
$_{Z^{\prime }}^{A^{\prime }}Ir$	192,962917	62,7

35) Donner la définition de la notion d'isotope. Quelle est la composition d'un noyau de l'isotope noté  ${}_{Z}^{A}Ir$ ? Préciser alors le symbole complet de cet isotope (A = ? et Z = ?).

La masse molaire du premier isotope est telle que A ≈ M en g.mol<sup>-1</sup>

Donc A = 191 pour le premier isotope.

De même, la masse molaire du second est voisine de 193 donc A' = 193.

S'il est situé dans la  $6^{\text{ème}}$  période, sa configuration électronique est de la forme  $6s^2$ .....

Comme il est dans la même colonne que le cobalt, sa configuration se termine en nd<sup>7</sup>.

En confrontant toute ceci, on en déduit que : Ir a la configuration électronique

#### externe 6s<sup>2</sup> 5d<sup>7</sup>.

Pour aboutir à cette configuration, il faut donc placer des électrons jusqu'à acquérir la configuration du Xénon, avec 54 électrons.

L'iridium a donc la configuration [ $_{54}$ Xe]  $6s^2$   $4f^{14}$   $5d^7$ . Il a donc pour numéro atomique Z = 77.

Les deux isotopes sont donc les suivants :  $^{191}_{77}Ir$  et  $^{193}_{77}Ir$ 

36) Poser le calcul de la masse molaire de l'iridium naturel.

La masse molaire est obtenue en ajoutant les masses molaires des isotopes pondérées par leur abondance relative :

$$M(Ir) = \frac{37,3 \times 190,960584 + 62,7 \times 192,962917}{100}$$

37) Le dernier élément de la colonne du cobalt est le Meitnerium (symbole Mt), situé sous l'iridium. Déterminer le numéro atomique de cet élément. Pourquoi ne trouve-t-on aucune donnée chimique sur cet élément dans les tables usuelles ?

Il faut « augmenter n<sub>max</sub> et (n-1)<sub>max</sub> d'une unité » :

Mt a la configuration externe : 7s<sup>7</sup> 5f<sup>14</sup> 6d<sup>7</sup>.

On a donc rajouté 3+6+2+14+7 = 32 électrons.

Le numéro atomique du meitnérium est donc Z = 77 + 32 = 109

On ne trouve aucune donnée chimique sur cet élément car seuls quelques atomes ont été synthétisés depuis sa découverte. Aucune étude expérimentale des propriétés chimique du meitnérium n'a encore mené mais selon de la théorie il s'agit d'un métal de transition qui aurait des propriétés analogues au cobalt, au rhodium et à l'iridium.

Rem : le meitnérium doit son nom à la chimiste autrichienne **Lise Meitner**, autrichienne, naturalisée ensuite allemande.



1878 - 1968

La longue collaboration entre Lise Meitner et le physicien Otto Hahn porte sur la radioactivité. Ensemble, ils découvrirent plusieurs isotopes. Ils devinrent réputés pour leurs travaux, notamment pour la découverte du protactinium en 1918.

Et deux questions totalement indépendantes – et hors devoir :

38) Un élément chimique doit son nom à Saint-Nicolas, et désigne un petit lutin présent dans les minerais de cuivre, tout comme le cobalt. D'ailleurs dans la classification, cet élément est entre le cobalt et le cuivre. Qui est cet élément ?

C'est le nickel : Ni, de numéro atomique Z = 28.

39) Il y a les métaux nobles, les gaz nobles ; quel autres éléments nobles obtient-on dans tous les cas suivants :

Phosphore + Carbone + Silicium? Phosphore + Césium + Iode? Phosphore + Carbone + Soufre + Iode?

P + C + Si = **PCSI** 

P + Cs + I = **PCSI** 

P + C + S + I = PCSI

#### **FIN DU DEVOIR**