

## Corrigé exercice 13

### LES ÉLÉMENTS DE LA DEUXIÈME PÉRIODE

1) Deuxième période : éléments de configuration électronique  $[\text{He}]2s^1$  à  $[\text{He}]2s^22p^6$ .

		numéro atomique	configuration électronique	numéro de colonne
Lithium	Li	3	$1s^22s^1$	1
Béryllium	Be	4	$1s^22s^2$	2
Bore	B	5	$1s^22s^22p^1$	13
Carbone	C	6	$1s^22s^22p^2$	14
Azote	N	7	$1s^22s^22p^3$	15
Oxygène	O	8	$1s^22s^22p^4$	16
Fluor	F	9	$1s^22s^22p^5$	17
Néon	Ne	10	$1s^22s^22p^6$	18

2) Les descriptions sommaires fournies ici correspondent aux conditions normales de température et de pression (CNTP), soit  $P = 1 \text{ atm}$  et  $t = 0^\circ\text{C}$ .

*Consulter un Handbook pour des informations plus détaillées.*

Lithium : **métal alcalin**, très semblable au sodium. Il est très peu dense, de densité 0,5, c'est le moins dense de tous les métaux du tableau périodique. Il réagit avec l'eau comme le sodium, quoiqu'un peu moins violemment, et doit donc être manipulé avec des gants de protection.

Béryllium : **métal alcalino-terreux**, assez peu réactif mais hautement toxique. Doit être manipulé dans des conditions de sécurité extrêmes, même les poussières qu'il libère sont toxiques.

La frontière métal/non métal se situe entre le béryllium et le bore dans cette période.

Bore : **non-métal, métalloïde, semi-conducteur** (mais beaucoup moins bon que le silicium). Non toxique.

Carbone : **non-métal**, existant en tant que corps simple sous formes allotropiques diverses, amorphes (noir de carbone) ou cristallisées (diamant, graphite). Élément central de la chimie organique, la chimie de la vie...

Azote : **non-métal**, le corps simple est le gaz diazote ( $\text{N}_2$ ), relativement inerte, constituant à 80% de l'atmosphère terrestre.

Oxygène : **non-métal**, le corps simple est le gaz comburant dioxygène ( $\text{O}_2$ ), constituant à 20% de l'atmosphère terrestre.

Fluor : **non métal, halogène**, le corps simple est le gaz difluor ( $\text{F}_2$ ), hautement toxique car extrêmement oxydant. C'est un gaz particulièrement dangereux, car il réagit vivement en s'enflammant dès qu'il entre en contact avec la plupart des corps ! On ne le trouve que dans des laboratoires hautement spécialisés. Le fluor est l'élément le plus électronégatif du tableau périodique.

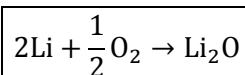
Néon : **non métal, gaz noble**, complètement inerte, existe sous forme de gaz monoatomique.

3) Réactions de combustions dans le dioxygène

Lithium : même mode opératoire que pour le sodium. Manipuler avec des gants, introduire dans un têt de combustion, retirer les gants, l'enflammer au bec bunsen puis l'introduire dans un flacon de dioxygène sans eau.

Formule de l'oxyde de lithium :  $\text{Li}_2\text{O}$  car le lithium devient +I ( $\text{Li}^+$ ) et l'oxygène -II ( $\text{O}^{2-}$ ).

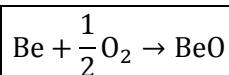
Équation chimique de la combustion :



Béryllium : idem mais attention à la haute toxicité du métal et de ses poussières. Ne serait pas réalisé au laboratoire du lycée.

Formule de l'oxyde de béryllium : BeO car le béryllium devient +II ( $\text{Be}^{2+}$ ) puisqu'il a deux électrons de valence.

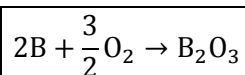
Équation chimique de la combustion :



Bore : le bore étant très stable à température ambiante, la combustion doit être menée à très haute température (*mais je n'ai pas trouvé de mode opératoire. La flamme du bec bunsen suffit-elle ?..*).

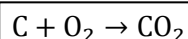
Formule de l'oxyde de bore : comme le bore a 3 électrons de valence, son oxydation conduit au nombre d'oxydation +III (ion « formel »  $\text{B}^{3+}$ ) Avec l'oxygène - II (ion « formel »  $\text{O}^{2-}$ ), la neutralité s'obtient donc pour  $\text{B}_2\text{O}_3$ , comme pour l'alumine.

Équation chimique de la combustion :



Carbone : enflammer un morceau de fusain (graphite) au bec bunsen puis placer dans un flacon de dioxygène. On observe une flamme vive.

Formule de l'oxyde de carbone : le carbone perdant ses électrons devient +IV (ion « formel »  $\text{C}^{4+}$ ). L'oxygène étant - II (ion « formel »  $\text{O}^{2-}$ ), l'oxyde de carbone est le dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$ , gaz bien connu !



*Remarque : à plus haute température, on pourrait former aussi le monoxyde de carbone CO hautement toxique. L'oxydation est alors incomplète car le carbone n'atteint que le nombre d'oxydation +II (ion « formel »  $\text{C}^{2+}$ ).*

La nature gazeuse de  $\text{CO}_2$  ou CO révèle que ces composés sont moléculaires. Même conclusion que dans le cas des oxydes de soufre.

Azote : quasiment inerte. Il se forme de petites quantités d'oxydes d'azote à très haute température, dans les moteurs d'automobile par exemple. Ces oxydes d'azote sont des gaz toxiques, acides (voir question suivante), et contribuent à la production d'ozone au niveau du sol, c'est pourquoi ils font partie des polluants automobiles majeurs.

Formules des oxydes d'azote : le nombre d'oxydation maximal est +V (ion « formel »  $\text{N}^{5+}$ ), on connaît donc l'oxyde  $\text{N}_2\text{O}_5$ , mais on rencontre plus couramment NO,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_4$ ... Les oxydes d'azote rejetés par les automobiles sont couramment appelés les « NOx ».

Difluor et dioxygène ne donnent pas de réaction directement, mais on connaît la molécule  $\text{F}_2\text{O}$ . Attention, c'est ici le fluor le plus électronégatif : nombre d'oxydation - I (ion formel  $\text{F}^-$ ), l'oxygène est alors +II (ion formel  $\text{O}^{2+}$ ), ce qui n'est évidemment pas son degré d'oxydation maximal théorique puisqu'il a six électrons de valence.

4) Le caractère basique ou acide dépend de la nature de la liaison entre l'élément M et l'oxygène dans l'oxyde.

$\text{Li}_2\text{O}$  : grande différence d'électronégativité Li/O, donc liaison très **ionique**. La description comme un empilement d'ions  $\text{Li}^+$  et  $\text{O}^{2-}$  est adéquate. L'oxyde est très soluble dans l'eau, libère  $\text{O}^{2-}$ , base forte devenant  $\text{HO}^-$  ( $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Li}^+ + 2\text{HO}^-$ ).  $\text{Li}_2\text{O}$  est un **oxyde basique**.

$\text{BeO}$  : grande différence d'électronégativité Be/O, mais moins que  $\text{Li}_2\text{O}$ . La liaison est surtout **ionique** (empilement d'ions  $\text{Be}^{2+}$  et  $\text{O}^{2-}$ ) mais avec un caractère covalent qui lie les ions et rend la dissolution dans l'eau très difficile. Néanmoins,  $\text{BeO}$  est un plutôt un **oxyde basique**,

puisqu'en utilisant de l'acide sulfurique concentré, on arrive à le dissoudre.

$B_2O_3$  est partiellement ionique, partiellement covalent, et amphotère.

Pour  $M = C$  ou  $N$ , la liaison  $M - O$  est majoritairement **covalente** car l'azote et l'oxygène sont proches en électronégativité. Les oxydes de carbone et d'azote sont donc de nature moléculaire, forment de petites molécules individualisées, les oxydes sont gazeux et partiellement solubles dans l'eau en s'hydratant et en donnant des **acides**.

*Les équations chimiques simplifiées sont les suivantes :*

Azote :  $2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_2 + HNO_3$  (acide nitreux et acide nitrique)

... puis  $HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+$  ... ( $NO_3^-$  est l'ion nitrate)

Carbone :  $CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$  (acide carbonique, peu soluble dans l'eau...)

... puis  $H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$  ( $HCO_3^-$  est l'ion hydrogénocarbonate ou bicarbonate... comprenez-vous d'où viennent les ballonnements et les rots lorsqu'on avale une cuillère de bicarbonate de sodium pour faciliter la digestion ? Souvenez-vous que l'estomac est un milieu très acide...).