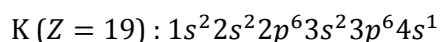


Corrigé exercice 12

PROPRIÉTÉS CHIMIQUES

1) On écrit tout d'abord la configuration électronique du potassium :



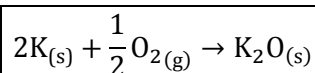
La configuration se termine par $4s^1$: on en déduit que le potassium est dans la 1^{ère} colonne du tableau périodique. C'est un **métal alcalin**.

Étant beaucoup plus à gauche et plus bas que l'oxygène dans la classification, le potassium est beaucoup moins électronégatif que l'oxygène. Par conséquent, il est oxydé par l'oxygène ; il lui cède son unique électron de valence pour se retrouver, après combustion, au nombre d'oxydation +I (ion K^+).

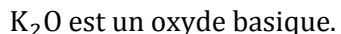
L'oxygène ($1s^2 2s^2 2p^4$) capte deux électrons pour compléter sa couche de valence et se retrouver au nombre d'oxydation - II (ion O^{2-}).

On en déduit la formule de l'oxyde de potassium : K_2O .

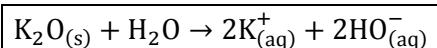
D'où l'équation chimique de la réaction de combustion :



La différence d'électronégativité étant très importante entre les deux éléments, **la liaison est fortement ionique**. L'oxyde de potassium K_2O est très correctement décrit comme un empilement de cations K^+ et d'anions O^{2-} . L'eau dissout bien de tels solides, en séparant et solvatant les ions ; il y a donc libération de la base forte O^{2-} (base forte qui arrache un proton à l'eau pour donner en définitive HO^-), donc :



Équation de dissolution dans l'eau :

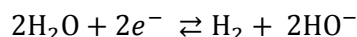


2) Le potassium, étant très peu électronégatif, est un **excellent réducteur**. Il peut réagir avec le dioxygène comme on l'a vu précédemment, mais aussi violemment avec l'eau en la réduisant en dihydrogène.

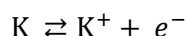
Le potassium étant situé sous le sodium dans la classification, il est encore moins électronégatif que lui, donc encore plus réducteur. Il s'enflamme encore plus facilement et réagit encore plus violemment en présence d'eau.

Le potassium est un métal très dangereux à manipuler.

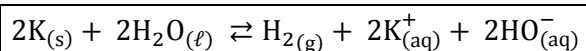
On rappelle la demi-équation du couple de l'eau $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$:



...et pour le potassium K^+/K :



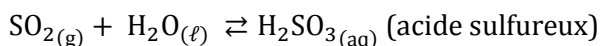
D'où l'équation chimique de la réaction que l'on veut éviter :



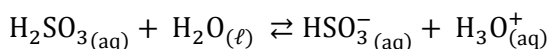
3) Les éléments dont l'oxyde est acide sont des non-métaux car ce sont les éléments de plus forte électronégativité (proche de celle de l'oxygène). Leur liaison avec l'oxygène est alors fortement **covalente** ; l'oxyde est moléculaire et, en se dissolvant dans l'eau, donne un oxyde hydraté, capable de libérer des protons $\text{H}_{(aq)}^+$:

Le soufre est un non-métal.

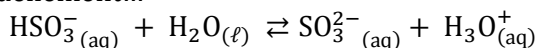
Dissolution dans l'eau de SO₂ :



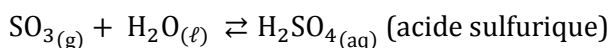
puis...



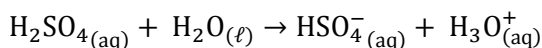
et éventuellement...



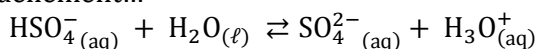
Dissolution dans l'eau de SO₃ :



puis...

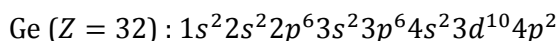


et éventuellement...



Remarque : la dissolution/hydratation du gaz a été abrégée ci-dessus, mais elle peut en fait être décomposée en deux étapes : $\text{SO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_{2(aq)}$ puis $\text{SO}_{2(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_{3(aq)}$

4) On écrit tout d'abord la configuration électronique du germanium :



La configuration se termine par $4p^2$: on en déduit que le germanium est dans la 4^{ème} période et dans la 2^{ème} colonne du bloc *p*. Celui-ci étant précédé des 2 colonnes du bloc *s* et des 10 colonnes du bloc *d*, il s'agit de la **colonne n°14** du tableau périodique (colonne du carbone).

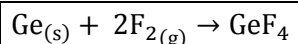
Le germanium possède **4 électrons de valence** ($4s^2 4p^2$).

Étant à gauche et plus bas que le fluor (F : période 2 et colonne n°17), dans la classification, le germanium est beaucoup moins électronégatif que le fluor. Par conséquent, il est oxydé par le fluor ; il lui cède ses **quatre** électrons de valence pour se retrouver, après réaction, au nombre d'oxydation +IV (ion « formel » Ge^{4+}).

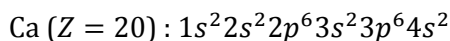
Le fluor étant un halogène ($1s^2 2s^2 2p^5$), il capte un seul électron pour compléter sa couche de valence et se retrouver au nombre d'oxydation -I (ion « formel » F^-).

On en déduit la formule du fluorure de germanium : GeF_4 .

D'où l'équation chimique de la réaction de combustion :



5) On écrit tout d'abord la configuration électronique du calcium :



La configuration se termine par $4s^2$: on en déduit que le calcium est dans la 2^{ème} colonne du tableau périodique. Hormis l'hydrogène et l'hélium, tous les éléments du bloc *s* ont une électronégativité particulièrement faible et sont donc tous des métaux.

Le corps simple calcium est un métal (alcalino-terreux).

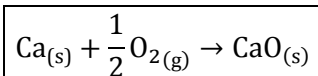
En raison de sa faible électronégativité, le calcium est un très bon **réducteur**. Il ne peut pas exister à l'état de corps simple dans l'environnement car il serait oxydé par le dioxygène, l'eau et même le diazote (plus lentement).

On écrit l'équation chimique de ces trois réactions : tout d'abord, on sait que le calcium tend à céder ses **deux électrons de valence** pour se retrouver, au nombre d'oxydation +II (ion Ca^{2+}).

L'oxygène ($1s^2 2s^2 2p^4$) capte deux électrons pour compléter sa couche de valence et se retrouver au nombre d'oxydation - II (ion O^{2-}).

On en déduit la formule de l'oxyde de calcium : CaO .

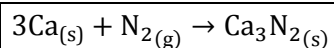
D'où l'équation chimique de la réaction avec O_2 :



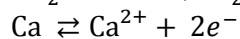
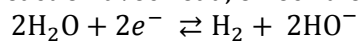
L'azote ($1s^2 2s^2 2p^3$) capte **trois** électrons pour compléter sa couche de valence et se retrouver au nombre d'oxydation - III (ion N^{3-}).

On en déduit la formule du **nitruure** de calcium : Ca_3N_2 .

D'où l'équation chimique de la réaction avec N_2 :



Pour la réaction avec l'eau, on écrit les demi-équations électroniques :



D'où l'équation chimique :

