

## Corrigé exercice 2

### TABLEAU PÉRIODIQUE ET CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES

1) La structure du tableau périodique est intimement liée à la configuration électronique des atomes. On rappelle que l'ordre de remplissage des OA, pour les éléments des 5 premières périodes : **1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p** (cet ordre se retrouve par application de la *règle de Klechkowski*).

On place dans une même colonne des atomes dont la configuration électronique se termine de la même manière (même type d'OA, contenant le même nombre d'électrons). Un bloc est un groupe de colonnes dont les configurations électroniques se terminent par le même type d'OA (*s*, *p*, *d* ou *f*).

Pour les trois premières périodes, les configurations électroniques se terminent soit par  $s^n$ , où  $n = 1$  ou 2, soit par  $p^n$ , où  $n = 1, 2, 3, 4, 5$  ou 6. Ainsi, seuls deux blocs, **le bloc s à 2 colonnes** et **le bloc p à 6 colonnes** sont nécessaires pour y ranger les éléments de ces périodes.

Pour les deux périodes suivantes, certaines configurations électroniques se terminent par  $d^n$ , où  $n$  est compris entre 1 et 10. Un bloc appelé **bloc d**, comportant **10 colonnes**, est alors intercalé entre le bloc *s* et le bloc *p*.

Le tableau périodique comporte donc **18 colonnes** et se schématise ainsi, pour les cinq premières périodes :

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	

**bloc s**
**bloc d**
**bloc p**

2) Les éléments des trois premières périodes du tableau périodique doivent être connus par cœur. Tous les éléments mentionnés dans cette question en faisant, partie, on doit ainsi pouvoir les placer :

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
H																		
														C	N	O		
															P	S		

Le numéro atomique se retrouve simplement en comptant les éléments depuis le début, puisque les éléments sont classés dans le tableau périodique par  $Z$  croissant.

Pour trouver le nombre d'électrons de valence, on écrit la configuration électronique : les électrons de valence sont ceux des OA de la couche la plus élevée, correspondant à la période (écrits en rouge ci-dessous) :

H	hydrogène	$Z = 1$	$1s^1$	1 électron de valence
C	carbone	$Z = 6$	$1s^2 2s^2 2p^2$	4 électrons de valence

N	azote	Z = 7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5 électrons de valence
O	oxygène	Z = 8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6 électrons de valence
P	phosphore	Z = 15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	5 électrons de valence
S	soufre	Z = 16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	6 électrons de valence

3) On localise tout d'abord le calcium dans le tableau périodique. Comme le calcium a un numéro atomique  $Z = 20$ , sa configuration électronique est :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ .

Le nombre quantique principal le plus élevé rencontré dans cette configuration électronique est  $n_{max} = 4$  (OA  $4s$ ) : le calcium est donc dans la 4<sup>ème</sup> période. Sa configuration électronique se terminant en  $s^2$  dans l'ordre de remplissage, il est situé dans la deuxième colonne du bloc s, soit la **colonne n°2 du tableau périodique**. Cette colonne est celle de la famille des métaux alcalino-terreux.

Le strontium étant situé juste en-dessous du calcium, on en déduit que sa configuration électronique se termine par  $5s^2$  et s'écrit donc :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$ . On trouve le numéro atomique du strontium en comptant les électrons de cette configuration, soit :

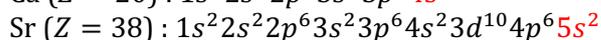
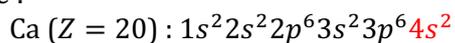
$$Z(\text{Sr}) = 38$$

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
■	■																■
■	■											■	■	■	■	■	■
■	■											■	■	■	■	■	■
■	Ca											■	■	■	■	■	■
■	Sr											■	■	■	■	■	■

Calcium et strontium ont leur configuration électronique se terminant par  $ns^2$ . Ils n'ont donc que ces deux électrons dans leur couche supérieure, et toutes les OA de couches inférieures sont pleines :

Calcium et strontium ont deux électrons de valence.

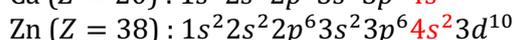
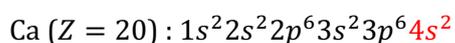
On peut préciser la configuration électronique de ces éléments, en indiquant en rouge les électrons de valence :



4) Sachant que  $Z = 30$ , on place le zinc 10 cases après le calcium :

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
■	■																■
■	■																■
■	■											■	■	■	■	■	■
■	Ca										Zn	■	■	■	■	■	■
■												■	■	■	■	■	■

D'après la règle de remplissage, on trouve sa configuration électronique en ajoutant  $3d^{10}$  à celle du calcium :

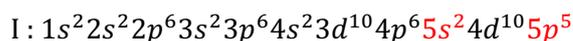


On constate que ces deux éléments possèdent **les mêmes électrons de valence** : 2 électrons dans une OA 4s. Ceci explique qu'on ait pu envisager de les mettre dans une même colonne du tableau périodique. La configuration électronique du zinc ne diffère de celle du calcium que par la présence d'électrons dans les OA 3d ; celles-ci étant d'une couche inférieure et étant remplies ( $3d^{10}$ ), elles participent peu à la réactivité.

5) La colonne des halogènes est la colonne n°17 du tableau périodique. On place donc l'iode dans la quatrième case de cette colonne, donc dans la cinquième période puisque le premier halogène (le fluor) est en deuxième période :

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
■	■																■
■	■											■	■	■	■	■	■
■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■
■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■

Pour trouver le numéro atomique de l'iode, on écrit la configuration électronique, sachant qu'elle se termine par  $p^5$  et contient  $5s^2$  puisqu'on est dans la cinquième période. On trouve :



En comptant les électrons de l'atome neutre, on retrouve le numéro atomique :

$$Z(I) = 53$$

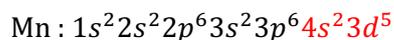
Les électrons de valence sont ceux des OA de la couche la plus élevée,  $n = 5$ , donc les OA 5s et 5p (en rouge dans la configuration ci-dessus). Il n'y en a pas d'autre car les OA de  $n$  inférieur sont toutes remplies :

L'iode possède 7 électrons de valence.

6) On place le manganèse à la place indiquée :

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
■	■																■
■	■											■	■	■	■	■	■
■	■	■	■	■	■	■	Mn	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■
■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■

Pour retrouver la configuration électronique, on utilise le fait que Mn est dans la 5<sup>ème</sup> colonne du bloc  $d$ . La configuration se termine donc par  $d^5$ . On applique donc la règle de remplissage jusqu'à 4s, puisque Mn est dans la 4<sup>ème</sup> période, et on continue jusqu'au premier  $d^5$  rencontré, d'où :



Les électrons de valence sont ceux de la couche la plus élevée,  $n = 4$ , soit les deux électrons 4s, auxquels il faut ajouter les cinq électrons 3d car ils sont dans des OA incomplètes de  $n$  inférieur, donc participent à la réactivité :

Le manganèse a 7 électrons de valence.