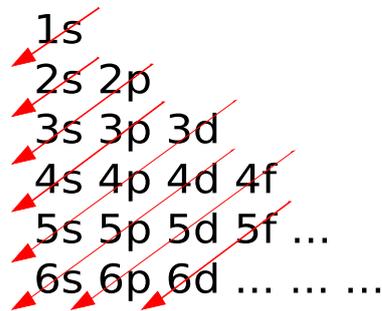


# Correction – Structure de la matière

## Structure électronique

Le numéro atomique du brome est 35. Ses deux isotopes les plus stables sont  $^{79}_{35}\text{Br}$  et  $^{81}_{35}\text{Br}$ .

- $^{79}_{35}\text{Br}$  :  $Z = 35$  protons et donc 35 électrons car l'atome est électriquement neutre, 79 nucléons,  $79 - 35 = 44$  neutrons.  
 $^{81}_{35}\text{Br}$  :  $Z = 35$  protons et donc 35 électrons car l'atome est électriquement neutre, 81 nucléons,  $81 - 35 = 46$  neutrons.
- La règle de Klechkowski donne l'ordre dans lequel on remplit les sous-couches :



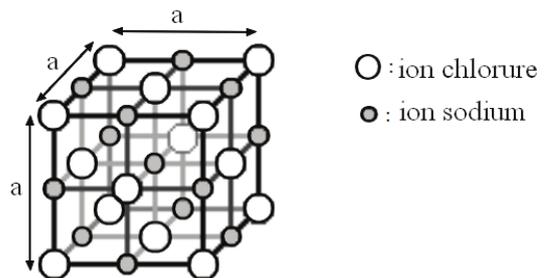
De plus, on place au maximum 2 électrons dans une sous-couche s, 6 dans une p, 10 dans une d, 14 dans une f.

Donc ici la structure électronique du brome est  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ . On vérifie qu'on a bien placé les 35 électrons.

- En gagnant un électron, l'atome de brome complète sa sous-couche 4p :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ . L'ion monoatomique le plus stable est donc  $\text{Br}^-$ .

## Cristallographie

Le chlorure de sodium cristallise sous la forme d'un réseau cubique faces centrées.



$$4. \quad 6 \times \frac{1}{2} + 8 \times \frac{1}{8} = 4 \text{ ions } \text{Cl}^- \text{ et } 1 + 12 \times \frac{1}{4} = 4 \text{ ions } \text{Na}^+ \text{ par maille.}$$

- La formule chimique est  $\text{NaCl}$ , car il y a autant d'ions  $\text{Na}^+$  que d'ions  $\text{Cl}^-$  dans une maille.

(Et on n'écrit pas  $\text{Na}_4\text{Cl}_4$ .)

- Pour que l'édifice global soit électriquement neutre, il faut que l'ion sodium soit chargé une fois :  $\text{Na}^+$ .

Le sodium appartient à la famille des alcalins (première colonne).

7. Le contact se fait toujours entre anion (charge -) et cations (charge +), donc ici selon une arête du cube. Donc :  $a = 2r_{\text{Cl}} + 2r_{\text{Na}}$ .

Non, on a deux inconnues et une seule équation. (A priori il n'y a pas contact selon la diagonale d'une face, ni selon la diagonale d'un cube, donc on ne peut rien écrire d'autre.)

### Classification périodique des éléments

- 8.
- Période : il s'agit d'une ligne de la classification.  
Famille : il s'agit d'une colonne. Par exemple la colonne des gaz nobles, la famille des alcalins, etc.
  - La famille des alcalins est la première colonne (en excluant H). Ils forment des ions de charge +1 (comme  $\text{Na}^+$ ). À l'état solide il réagissent violemment avec l'eau ( $\text{Na}_{(s)}$  par exemple).
  - La famille des halogènes est l'avant dernière colonne. Ils forment des ions de charge -1 (comme  $\text{Cl}^-$ ).
  - La famille des gaz nobles est la dernière colonne. Leurs sous-couches sont complètes, et ils réagissent très peu chimiquement.

### Schémas de Lewis

9. Les gaz nobles sont très stables car leur dernière sous-couche est pleine : leur structure électronique est soit en  $1s^2$  pour He, soit en  $ns^2 np^6$  pour les suivants.

Les autres atomes tendent à perdre ou gagner des électrons pour atteindre la structure électronique du gaz noble le plus proche dans la classification.

On a donc :

- La règle du duet : les atomes de  $Z$  proche de 2 tendent à avoir deux électrons dans leur couche de valence (donc configuration en  $1s^2$ ).
- La règle de l'octet : les autres atomes, de  $Z$  pas trop grand, tendent à avoir huit électrons dans leur couche de valence ( $ns^2 np^6$ ).

Quels éléments suivent réellement ces règles ?

Les éléments de la première ligne suivent la règle du duet (donc H et He). Le lithium également.

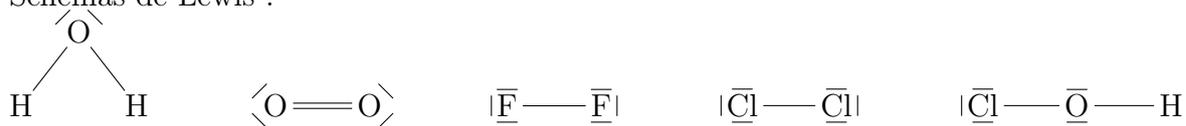
Les éléments C, N, O, F, Ne de la deuxième ligne suivent strictement la règle de l'octet.

Ceux de la troisième ligne tendent à la suivre, mais avec des exceptions.

10. Compléter le tableau suivant :

Éléments	Numéro atomique	Structure électronique (souligner les électrons de valence)	Schéma de Lewis "intermédiaire"
H	1	<u>1s</u> <sup>1</sup>	H•
He	2	<u>1s</u> <sup>2</sup>	He
Li	3	1s <sup>2</sup> <u>2s</u> <sup>1</sup>	Li•
B	5	1s <sup>2</sup> <u>2s</u> <sup>2</sup> <u>2p</u> <sup>1</sup>	• <u>B</u> •
C	6	1s <sup>2</sup> <u>2s</u> <sup>2</sup> <u>2p</u> <sup>2</sup>	• <u>C</u> •
N	7	1s <sup>2</sup> <u>2s</u> <sup>2</sup> <u>2p</u> <sup>3</sup>	• <u>N</u> •
O	8	1s <sup>2</sup> <u>2s</u> <sup>2</sup> <u>2p</u> <sup>4</sup>	<O:
F	9	1s <sup>2</sup> <u>2s</u> <sup>2</sup> <u>2p</u> <sup>5</sup>	<u>F</u> •
Ne	10	1s <sup>2</sup> <u>2s</u> <sup>2</sup> <u>2p</u> <sup>6</sup>	<u>Ne</u>

11. Schémas de Lewis :



# Classification périodique des éléments :

↓→	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	* 	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	** 	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og

* Lanthanides	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
** Actinides	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr