

TP

CLASSER LES ÉLÉMENTS CHIMIQUES

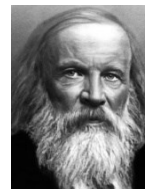
Objectifs : étudier les règles de construction de la classification périodique des éléments



Problématique : comment le tableau périodique est-il construit ? Quelles informations peut-on y obtenir à propos des éléments chimiques ? Le tableau périodique doit sa structure actuelle à D. Mendeleïev, selon l'étude menée en 1869 des propriétés des éléments chimiques.

I. STRUCTURE DU TABLEAU PÉRIODIQUE**La classification des éléments selon D. Mendeleïev**

En 1869, le russe Dmitri MENDELEÏEV a proposé de classer les éléments chimiques selon leur masse atomique croissante. De plus, il a regroupé les éléments ayant des propriétés voisines et formant des molécules de formules analogues.

**Configuration électronique d'un atome ou d'un ion**

Dans un atome ou un ion, les électrons se répartissent autour du noyau en couches électroniques, notées $n = 1, 2, 3, \dots$, elles-mêmes composées de sous-couches, notées s, p, d, ... La configuration électronique décrit la répartition des électrons dans les différentes couches et sous-couches.

- Règle de remplissage : Les électrons remplissent progressivement chaque sous-couche, en commençant par la 1s. Le remplissage de la sous-couche suivante démarre lorsque la précédente est saturée.
- Nombre maximal d'électrons par sous-couche : une sous-couche s loge au maximum deux électrons, une sous-couche p loge au maximum six électrons.
- Électrons de valence : il s'agit de tous les électrons de la plus haute couche occupée (valeur de n la plus grande).
- Exemple : un atome de soufre compte seize électrons ; sa configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

Vous disposez d'un jeu de 18 cartes, chacune correspond à un élément chimique. Chaque carte indique le nom et le symbole de l'élément, la configuration d'un de ses atomes, sa masse atomique mesurée en unité de masse u , et des exemples de formules de composés stables formés par cet élément.

1. Classer les 18 cartes à l'aide des deux critères retenus par D. Mendeleïev en plaçant les éléments formant des composés semblables sur une même *colonne*. **APPEL** 🙌.
2. Recopier le tableau ainsi formé et dans lequel les éléments chimiques ont été classés.
3. Indiquer le point commun des configurations électroniques des atomes des éléments disposés sur une même ligne.
4. Indiquer le point commun des configurations électroniques des atomes des éléments disposés sur une même colonne.

II. FORMATION DES IONS MONOATOMIQUES STABLES**Gaz nobles et ions monoatomiques**

- Il existe à l'état naturel six gaz nobles : l'hélium He, le néon Ne, l'argon Ar, le krypton Kr, le xénon Xe et le radon Ra. Ces gaz ont la particularité d'être très peu réactifs, on dit qu'ils sont stables. Ils sont placés dans la colonne la plus à droite du tableau périodique des éléments chimiques.
- Les autres éléments du tableau périodique ne sont pas stables à l'état d'atomes. Ils existent naturellement sous la forme d'ions, comme l'ion sodium Na^+ ou l'ion chlorure Cl^- . On constate expérimentalement qu'un ion stable repéré dans la nature possède la même structure électronique que le gaz rare disposé le plus près de lui dans le tableau périodique.

Données à propos de quelques entités chimiques



Élément chimique et numéro atomique Z	Sodium $_{11}\text{Na}$	Béryllium $_4\text{Be}$	Aluminium $_{13}\text{Al}$	Chlore $_{17}\text{Cl}$	Oxygène $_8\text{O}$
Configuration électronique	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$1s^2 2s^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s^2 2s^2 2p^4$
Gaz noble le plus proche et sa configuration électronique	Néon $_{10}\text{Ne}$ $1s^2 2s^2 2p^6$	Hélium $_2\text{He}$ $1s^2$		Argon $_{18}\text{Ar}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	
Nombres d'électrons à perdre ou à gagner	Un électron à perdre			Un électron à gagner	
Formule de l'ion monoatomique	Na^+			Cl^-	

1. À l'aide du tableau périodique, compléter le tableau ci-dessus.
2. Sachant que deux éléments disposés dans une même colonne ont des propriétés semblables, donner la formule de l'ion formé par le lithium $_3\text{Li}$. De même pour le magnésium $_{12}\text{Mg}$ et le fluor $_9\text{F}$.
3. Rédiger une règle permettant de relier la position d'un élément chimique dans le tableau périodique et la configuration électronique de ses atomes.
4. Recopier le tableau périodique en remplaçant, s'il y a lieu, chaque symbole de l'élément par la formule de l'ion monoatomique stable qu'il forme.

Éléments de correction

I.1. Il faut ranger les cartes par ordre croissant de masse atomique d'abord, puis les faire glisser pour fabriquer des colonnes dans lesquelles seront placées les cartes qui témoignent de composés chimiques aux compositions semblables.

1.2.

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

I.3. Le numéro de la ligne est le numéro de la plus haute couche occupée dans la configuration électronique de l'atome.

I.4. Le numéro de la colonne est le nombre d'électrons dans la plus haute couche occupée de la configuration électronique de l'atome.

Données à propos de quelques entités chimiques

Élément chimique et numéro atomique Z	Sodium $_{11}\text{Na}$	Béryllium $_4\text{Be}$	Aluminium $_{13}\text{Al}$	Chlore $_{17}\text{Cl}$	Oxygène $_8\text{O}$
Configuration électronique	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$1s^2 2s^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s^2 2s^2 2p^4$
Gaz noble le plus proche et sa configuration électronique	Néon $_{10}\text{Ne}$ $1s^2 2s^2 2p^6$	Hélium $_2\text{He}$ $1s^2$	Néon $_{10}\text{Ne}$ $1s^2 2s^2 2p^6$	Argon $_{18}\text{Ar}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	Néon $_{10}\text{Ne}$ $1s^2 2s^2 2p^6$
Nombres d'électrons à perdre ou à gagner	Un électron à perdre	2 électrons à perdre	3 électrons à perdre	Un électron à gagner	2 électrons à gagner
Formule de l'ion monoatomique	Na^+	Be^{2+}	Al^{3+}	Cl^-	O^{2-}

II.2. Comme Li est dans la même colonne que le sodium Na, qui forme l'ion Na^+ . Donc le lithium forme l'ion Li^+ . En tenant le même raisonnement, Mg forme l'ion Mg^{2+} et F forme l'ion F^- .

II.3. Le numéro de la ligne est le numéro de la plus haute couche occupée dans la configuration électronique de l'atome. Le numéro de la colonne est le nombre d'électrons dans la plus haute couche occupée de la configuration électronique de l'atome.

II.4.

H^+							He
Li^+	Be^{2+}	B^{3+}	C	N^{3-}	O^{2-}	F^-	Ne
Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Si	P^{3-}	S^{2-}	Cl	Ar