

Devoir maison

Attention pour faire ce DM il est plus simple de l'imprimer et de répondre directement sur la feuille imprimée (quand c'est possible !)

Il est impératif de corriger les erreurs en rouge pour obtenir le point bonus.

n = 1 ~~1s~~
 n = 2 ~~2s 2p~~
 n = 3 ~~3s 3p 3d~~
 n = 4 ~~4s 4p 4d 4f~~
 n = 5 ~~5s 5p 5d 5f ...~~
 n = 6 ~~6s 6p 6d~~

Exercice 1 : configuration (ou structure) électronique d'un atome

- 1) Rappeler à quoi correspond la lettre 'n' et les lettres s,p,d,f.
- 2) Qu'appelle-t-on les électrons de valence ?
- 3) Remplir le tableau suivant

Atomes	Nombre d'électrons	Configuration électronique	Nombre d'électrons de valence
Béryllium (Be) Z = 4			
Magnésium (Mg) Z = 12			
Argon (Ar) Z = 18			
fluor (F) Z = 9			

Exercice 2 : la classification périodique

- 1) Dans quel ordre sont classés les éléments chimiques dans la classification périodique ?
- 2) Compléter le tableau suivant (numéro des couches et nombre d'électrons de valence).

Numéro de colonne	1	2	13	14	15	16	17	18
Période 1 Couche n = _____	H Hydrogène Z = 1							He Hélium Z = 2
Période 2 Couche n = _____	Li Lithium Z = 3	Be Béryllium Z = 4	B Bore Z = 5	C Carbone Z = 6	N Azote Z = 7	O Oxygène Z = 8	F fluor Z = 9	Ne Néon Z = 10
Période 3 Couche n = _____	Na Sodium Z = 11	Mg Magnésium Z = 12	Al Aluminium Z = 13	Si Silicium Z = 14	P Phosphore Z = 15	S Soufre Z = 16	Cl Chlore Z = 17	Ar Argon Z = 18
Nombre d'électrons de valence								

- 3) Quel point commun ont les éléments chimiques appartenant à la même colonne ? Qu'en déduire par rapport à leur propriétés chimiques ?
- 4) Quels points communs ont les éléments chimiques de la seconde période ?
- 5) A partir de la configuration électronique, retrouver la place de l'élément dans le tableau périodique :

Configuration électronique	Numéro de période	Numéro de colonne	Nom de l'élément
1s ² 2s ² 2p ²			
1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴			
1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹			

$1s^2 2s^2 2p^4$			
------------------	--	--	--

Exercice 3 : stabilité des ions

1) Compléter le texte

Au cours des transformations chimiques, les atomes cherchent à gagner en stabilité. Pour cela, ils cherchent à obtenir la même configuration électronique que les gaz nobles c'est-à-dire soit _____ sur leur dernière couche (règle du _____) soit _____ sur leur dernière couche (règle de _____).

2) Un atome d'aluminium (Al) possède une configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. Expliquez pourquoi il va former un ion Al^{3+} .

3) Même question pour l'atome de fluor F de configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^5$ qui va former l'anion F^- .

4) A compléter

atome	Configuration électronique de l'atome	nombre d'électron à gagner /perdre ?	Configuration électronique de l'ion	Formule de l'ion
Sodium (Na)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$			
Néon (Ne)	$1s^2 2s^2 2p^6$			
soufre (S)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$			

5) Expliquez quel type d'ion (X^+ , X^{2+} , X^{3+} , X^- , X^{2-}) vont former les atomes des éléments de la colonne 1.

6) Noms et formules d'ions monoatomiques à connaître par cœur :

nom							
formule	H^+	K^+	Na^+	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Cl^-	F^-

Exercice 4 : formation des molécules

1) A compléter

Au sein de la molécule, les atomes se lient grâce à des **liaisons** _____. Une liaison _____ entre deux atomes correspond à une mise en commun de 2 de leurs électrons de _____. Ces 2 électrons forment un doublet d'électrons appelé **doublet** _____. Les deux électrons mis en commun sont localisés entre les deux atomes. La liaison covalente se représente par un tiret entre les symboles des deux atomes. Les doublets de la couche externe qui ne sont pas liés aux autres atomes sont appelés des _____. Ils appartiennent uniquement à l'atome sur lequel ils sont situés. On les représente par un tiret.

2) Remplir le tableau suivant

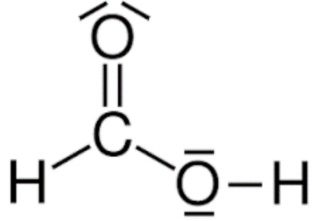
Représentation de Lewis	Nombre de liaisons covalentes (distinguer les liaisons simples, doubles ou triples)	Nombre de doublets non liants	Nombre d'électrons par atome
Méthane $\begin{array}{c} H \\ \\ H - C - H \\ \\ H \end{array}$			H : C :
Eau $H - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}} - H$			
Diazote $ N \equiv N $			
le méthanal			



Exercice 5 : énergie de liaison

1) Qu'est-ce-que l'énergie de liaison E_{AB} entre 2 atomes A et B appartenant à une molécule?

2) Donner l'expression littérale (la formule) puis calculer l'énergie E que la molécule d'acide méthanoïque doit recevoir pour être complètement dissociée en atomes d'hydrogène, d'oxygène et carbone.



Formule de Lewis de l'acide méthanoïque

Données

liaison	C-H	C-C	C-O	O-H	C=O
Energie de liaison (J)	$E_{C-H} = 6,84 \times 10^{-19}$	$E_{C-C} = 5,74 \times 10^{-19}$	$E_{C-O} = 5,94 \times 10^{-19}$	$E_{O-H} = 7,62 \times 10^{-19}$	$E_{C=O} = 1,33 \times 10^{-18}$

Correction

Exercice 1 : configuration électronique

- 1) La lettre n correspond au numéro de la couche électronique.
- 2) les électrons appartenant à leur dernière couche électronique 'n' sont appelés **électrons de valence**.
- 3)

Atomes	Nombre d'électrons	Configuration électronique	Nombre d'électrons de valence
Béryllium (Be) Z = 4	4	$1s^2 2s^2$	2 (2 électrons sur la dernière couche n = 2)
Magnésium (Mg) Z = 12	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	2 (2 électrons sur la dernière couche n = 3)
Argon (Ar) Z = 18	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	8 (8 électrons sur la dernière couche n = 3)
fluor (F) Z = 9	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	7 (7 électrons sur la dernière couche n = 2)

Exercice 2 : la classification périodique

- 1) Les éléments sont classés par **numéro atomique Z croissant (de la gauche vers la droite et de bas en haut)**.
- 2) Compléter le tableau suivant (numéro des couches et nombre d'électrons de valence).

Numéro de colonne	1	2	13	14	15	16	17	18
Période 1 Couche n = 1	H Hydrogène Z = 1							He Hélium Z = 2
Période 2 Couche n = 2	Li Lithium Z = 3	Be Béryllium Z = 4	B Bore Z = 5	C Carbone Z = 6	N Azote Z = 7	O Oxygène Z = 8	F fluor Z = 9	Ne Néon Z = 10
Période 3 Couche n = 3	Na Sodium Z = 11	Mg Magnésium Z = 12	Al Aluminium Z = 13	Si Silicium Z = 14	P Phosphore Z = 15	S Soufre Z = 16	Cl Chlore Z = 17	Ar Argon Z = 18
Nombre d'électrons de valence	1	2	3	4	5	6	7	8

3) Les éléments chimiques appartenant à la même colonne ont le même nombre d'électrons de valence. Ils ont des propriétés chimiques similaires.

4) Les éléments chimiques de la seconde période ont tous deux couches électroniques et tous deux sous couches 2s et 2p

Exemple :

Lithium Z = 3 : $1s^2 2s^1$

Néon Z = 10 : $1s^2 2s^2 2p^6$

5) A partir de la configuration électronique, retrouver la place de l'élément dans le tableau périodique :

Configuration électronique	Numéro de période	Numéro de colonne	Nom de l'élément
$1s^2 2s^2 2p^2$	2 (car 2 couches d'électrons)	4 (car 4 électrons de valence)	carbone
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	3	6	soufre
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	3	4	silicium
$1s^2 2s^2 2p^4$	2	6	oxygène

Exercice 3 : règles de stabilité

1) Au cours des transformations chimiques, les atomes cherchent à gagner en stabilité. Pour cela, ils cherchent à obtenir la même configuration électronique que les gaz nobles c'est-à-dire soit **2 électrons** sur leur dernière couche (règle du **duet**) soit **8 électrons** sur leur dernière couche (règle de l'**octet**).

2) Pour obtenir une structure électronique stable (règle de l'octet) l'atome d'aluminium va perdre 3 électrons et se transformer en cation Al^{3+} . Sa configuration électronique est alors identique au gaz rare néon (Ne) : $1s^2 2s^2 2p^6$. L'ion Al^{3+} possède 8 électrons de valence, la règle de l'octet est respectée.

3) Pour obtenir une structure électronique stable (règle de l'octet) l'atome de fluor va gagner 1 électron et se transformer en anion F^- . Sa configuration électronique est alors identique au gaz rare néon (Ne) : $1s^2 2s^2 2p^6$. F^- possède 8 électrons de valence, la règle de l'octet est respectée.

4) A compléter

atome	Configuration électronique de l'atome	nombre d'électron à gagner /perdre ?	Configuration électronique de l'ion	Formule de l'ion
Sodium (Na)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1 à perdre	$1s^2 2s^2 2p^6$	Na^+
Néon (Ne)	$1s^2 2s^2 2p^6$	xxxxxx (l'atome est stable, règle de l'octet)	xxxxxxxx	xxxxxxxxxx
soufre (S)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	2 à gagner	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	S^{2-}

5) Les atomes des éléments de la colonne 1 vont former des ions X^+ car ils vont perdre un électron pour avoir 2 ou 8 électrons sur leur dernière couche

Exemple :

Li^+ : $1s^2$

Na^+ : $1s^2 2s^2 2p^6$

6) Noms et formules d'ions monoatomiques à connaître par cœur :

nom	hydrogène	potassium	sodium	calcium	magnésium	chlorure	fluorure
formule	H^+	K^+	Na^+	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Cl^-	F^-

Exercice 4 : formation des molécules

1) Au sein de la molécule, les atomes se lient grâce à des **liaisons covalentes**. Une **liaison covalente** entre deux atomes correspond à une mise en commun de deux de leurs électrons de valence. Ces 2 électrons forment un doublet d'électrons appelé **doublet liant**. Les deux électrons mis en commun sont localisés entre les deux atomes. La liaison covalente se représente par un tiret entre les symboles des deux atomes. Les doublets de la couche externe qui ne sont pas liés aux autres atomes sont appelés des **doublets non liants**. Ils appartiennent uniquement à l'atome sur lequel ils sont situés.

2) Remplir le tableau suivant

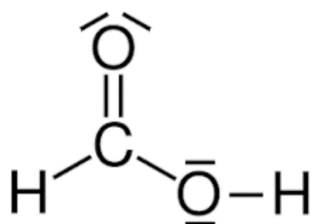
Représentation de Lewis	Nombre de liaisons covalentes (distinguer les liaisons simples, doubles ou triples)	Nombre de doublets non liants	Nombre d'électrons par atome
Méthane $\begin{array}{c} H \\ \\ H - C - H \\ \\ H \end{array}$	4 simples	0	H : 2 C : 8
Eau $H - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}} - H$	2 simples	2	H : 2 O : 8
Diazote $ N \equiv N $	1 triple	2	N : 8

le méthanal $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C}=\text{O} \\ \\ \text{H} \end{array}$	2 simples 1 double	2	C : 8 H : 2 O : 8
---	-----------------------	---	---------------------------------

Exercice 5 : énergie de liaison

1) L'énergie de liaison E_{AB} entre 2 atomes A et B liés dans une molécule, est l'énergie de dissociation que doit recevoir cette la molécule pour rompre cette liaison (chaque entité A et B gardant avec elle la moitié des électrons des doublets liants rompus). L'unité légale d'énergie est le joule, symbole J.

2)
 $E = E_{C=O} + E_{C-H} + E_{C-O} + E_{O-H} = 6,84 \times 10^{-19} + 5,94 \times 10^{-19} + 7,62 \times 10^{-19} + 1,33 \times 10^{-18} = 3,37 \times 10^{-18} \text{ J}$



Formule de Lewis de l'acide méthanoïque

Données

liaison	C-H	C-C	C-O	O-H	C=O
Energie de liaison (J)	$E_{C-H} = 6,84 \times 10^{-19}$	$E_{C-C} = 5,74 \times 10^{-19}$	$E_{C-O} = 5,94 \times 10^{-19}$	$E_{O-H} = 7,62 \times 10^{-19}$	$E_{C=O} = 1,33 \times 10^{-18}$