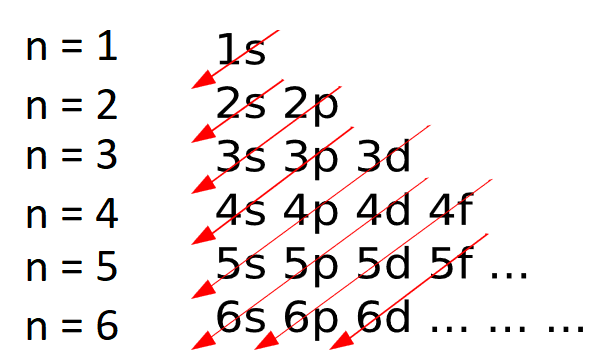
Devoir maison

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.**

**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) Apartir 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 |
| 1s22s22p2 |  |  |  |
| 1s22s22p63s23p4 |  |  |  |
| 1s22s22p63s23p1 |  |  |  |
| 1s22s22p4 |  |  |  |

**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 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_2 électrons sur leur dernière couche (règle du \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_duet) soit \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_8 électrons sur leur dernière couche (règle de \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_l’octet).

2) Un atome d’aluminium (Al) possède une configuration électronique 1s22s22p63s23p1. Expliquez pourquoi il va former un ion Al3+.

3) Même question pour l’atome de fluor F de configuration électronique 1s22s22p5 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) | 1s22s22p63s1 |  |  |  |
| Néon (Ne) | 1s22s22p6 |  |  |  |
| soufre (S) | 1s22s22p63s23p4 |  |  |  |

5) Expliquez quel type d’ion (X+, X2+, X3+, X-, X2- ) vont former les atomes des éléments de la colonne 1.

6) Noms et formules d’ions monoatomiques à connaitre par cœur :

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| nom |  |  |  |  |  |  |  |
| formule | H+ | K+ | Na+ | Ca2+ | Mg2+ | Cl- | F- |

**Exercice 4 : formation des molécules**

1) A compléter

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 2deux 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. On les représente par un tiret.

2) Remplir le tableau suivant

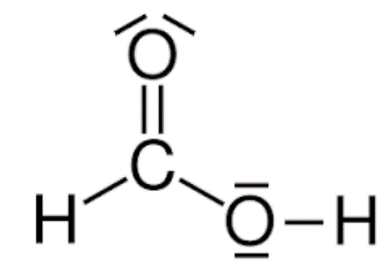
|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Représentation de Lewis | Nombre de liaisons covalentes(distinguer les liaison simples, doubles ou triples) | Nombre de doublets non liants | Nombre d’électrons par atomes |
|  |  |  | H :  C : |
|  |  |  |  |
|  |  |  |  |
| le méthanal |  |  |  |

### 

**Exercice 5 : énergie de liaison**

1) Qu’est-ce-que l’énergie de liaison EAB 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=0 |
| Energie de liaison (J) | EC-H = 6,84x10-19 | EC-C = 5,74x10-19 | EC-O = 5,94x10-19 | E0-H = 7,62x10-19 | EC=O = 1,33x10-18 |

.

## 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 | 1s22s2 | 2 (2 électrons sur la dernière couche n = 2) |
| Magnésium (Mg)  Z = 12 | 12 | 1s22s22p63s2 | 2 (2 électrons sur la dernière couche n = 3) |
| Argon (Ar)  Z = 18 | 18 | 1s22s22p63s23p6 | 8 (8 électrons sur la dernière couche n = 3) |
| fluor (F)  Z = 9 | 9 | 1s22s22p5 | 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 : 1s22s1

Néon Z = 10 : 1s22s22p6

**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 |
| 1s22s22p2 | 2 (car 2 couches d’électrons) | 4 (car 4 électrons de valence) | carbone |
| 1s22s22p63s23p4 | 3 | 6 | soufre |
| 1s22s22p63s23p1 | 3 | 4 | silicium |
| 1s22s22p4 | 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 Al3+ . Sa configuration électronique est alors identique au gaz rare néon (Ne) :1s22s22p6 . L’ion Al3+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) :1s22s22p6 . 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) | 1s22s22p63s1 | 1 à perdre | 1s22s22p6 | Na+ |
| Néon (Ne) | 1s22s22p6 | xxxxxx (l’atome est stable, règle de l’octet) | xxxxxxxx | xxxxxxxxxx |
| soufre (S) | 1s22s22p63s23p4 | 2 à gagner | 1s22s22p63s23p6 | S2- |

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+: 1s2

Na+: 1s22s22p6

6) Noms et formules d’ions monoatomiques à connaitre par cœur :

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| nom | hydrogène | potassium | sodium | calcium | magnésium | chlorure | fluorure |
| formule | H+ | K+ | Na+ | Ca2+ | Mg2+ | 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 liaison simples, doubles ou triples) | Nombre de doublets non liants | Nombre d’électrons par atomes |
|  | 4 simples | 0 | H : 2  C : 8 |
|  | 2 simples | 2 | H : 2  O : 8 |
|  | 1 triple | 2 | N : 8 |
| le méthanal | 2 simples  1 double | 2 | C : 8  H : 2  O : 8 |

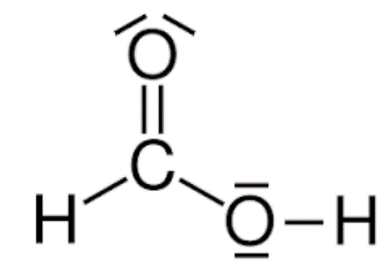
**Exercice 5 : énergie de liaison**

1) L’énergie de liaison EAB 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 = EC=0 + EC-H + EC-O + EO-H = 6,84x10-19 + 5,94x10-19 + 7,62x10-19 + 1,33x10-18 = 3,37x10-18 J



Formule de Lewis de l’acide méthanoïque

Données

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| liaison | C-H | C-C | C-O | O-H | C=0 |
| Energie de liaison (J) | EC-H = 6,84x10-19 | EC-C = 5,74x10-19 | EC-O = 5,94x10-19 | E0-H = 7,62x10-19 | EC=O = 1,33x10-18 |

.