

(17)

b) Les métaux et non-métaux

On dit qu'un élément est métallique s'il possède les propriétés suivantes :

- "bonne" conduction de la chaleur et de l'électricité
- résistance électrique proportionnelle à la température
- aspect réfléchissant.

La classification périodique sépare simplement les métaux des non-métaux.

Imprimer le tableau.

c) Quelques familles

* 1^{ère} Colonne (Sc^{III}) : les métaux alcalins : Ce sont des métaux mous, à bas point de fusion et de faible densité (entre 534 et 870 kg.m⁻³) (vidéo $\text{Na} + \text{H}_2\text{O}$)

Ils réagissent rapidement avec l'eau de façon exothermique (déagement de chaleur) pour former des hydroxydes très basiques.



* 17^{ème} Colonne : les halogènes : On les trouve naturellement sous la forme de molécules diatomiques : $\text{I}_2_{(\text{s})}$, $\text{Br}_2_{(\text{l})}$, $\text{Cl}_2_{(\text{g})}$, $\text{F}_2_{(\text{g})}$.

Ils produisent des sels avec des éléments métalliques. par exemple : $2\text{Na}_{(\text{l})} + \text{Cl}_2_{(\text{g})} \rightarrow 2\text{NaCl}_{(\text{s})}$

* 18^{ème} Colonne : les gaz nobles : Se présentent dans la nature sous forme de gaz monatomique incolore, inodore, Ils ont une très faible réactivité chimique (à cause de leur couche de valence pleine).

d) Périodicité des propriétés des éléments

* Le rayon atomique : - diminue de gauche à droite
- augmente vers le bas d'une famille.

(imprimer graphique)

* L'énergie d'ionisation (arrachage d'un e⁻) : - augmente de gauche à droite
- diminue vers le bas d'une famille

II) Molécules et cristaux

1) La liaison chimique

Dans la nature, des atomes peuvent s'assembler pour former des structures plus grandes (molécules, cristaux), ... des liaisons chimiques

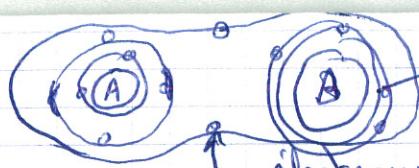
a) Liaison ionique

Entre un cation A^+ et un anion B^- il existe une force d'attraction électrostatique c'est une liaison ionique

exemple dans un cristal de chlorure de sodium NaCl : $\text{Na}^+ - \text{Cl}^-$

b) Liaison covalente

Deux atomes neutres peuvent "partager" plusieurs électrons de valence et créer une liaison covalente. La force attractive entre les noyaux vient de la mise en commun de ces électrons.



électrons de cœur (orbitale atomique)

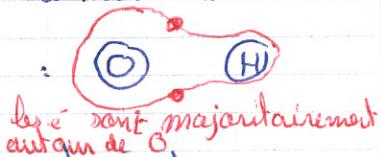
électrons de valence de la liaison (orbitale moléculaire)

- Si les deux atomes A et B sont identiques, les électrons sont "localisés" symétriquement autour des deux atomes exemple : H_2 :



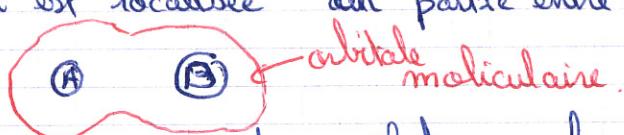
Pour deux atomes différents, la liaison peut être polaire, les électrons de liaison sont alors localisés majoritairement sur l'un des deux atomes.

c) Modèle de la liaison covalente localisée



les sont majoritairement autour de O

- Les deux électrons qui participent à une liaison covalente se trouvent sur une orbitale moléculaire qui est localisée en partie entre les deux atomes



on modélise cette liaison par deux électrons localisés sur l'axe A-B :



et on la symbolisera par A-B

2) Représentation de Lewis

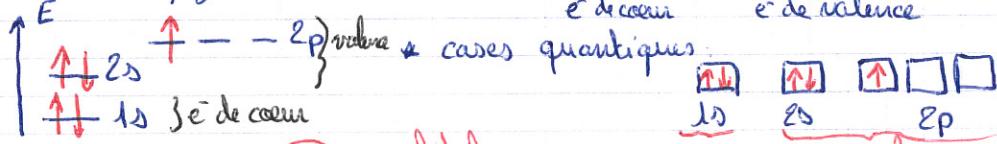
a) Pour un atome ou un ion monatomique

La représentation de Lewis est une représentation graphique de l'occupation des orbitales d'ess. sous-couches de valence

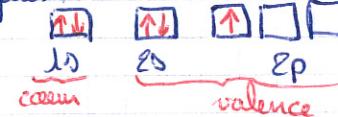
- Règles:
- orbitale occupée par 2 électrons appariés \Rightarrow trait plein —
 - électron célibataire \Rightarrow point •
 - orbitale vide \Rightarrow une case vide \square ou rien.

Exemple: le bore : ${}_{5}^{\text{B}}$: configuration électronique : $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^1$

* diagramme d'énergie:



* représentation de Lewis:



valence

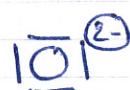
Application: représentation de Lewis de ${}_{8}^{\text{O}}$: $[{}_{8}^{\text{O}}]: 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^4 \Rightarrow$



e- de valence

- Pour représenter un ion monatomique, on utilise les mêmes règles que pour un atome. On indique la charge sur la représentation:

Exemple: $O^{2-}: 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6$



Application: Écrire la représentation de Lewis d'un ion Na^+ (Na^+) $\text{Nat}: 1s^2 \Rightarrow 1\bar{\text{Na}}^+$

b) Pour une molécule ou un ion polyatomique

(18) Rappel: L'expérience montre que les ions monovalentiques les plus stables sont ceux qui ont le plus proche de la classification périodique. (8^e de valence)

Règle de l'octet: la tendance est la même dans la formation des molécules : atomes mettent en commun leurs électrons pour être entourés de 8^e de valence.

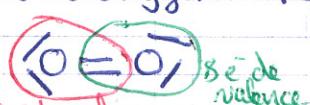
Exemple: deux atomes de chlore Cl^- partagent leur e⁻ célibataire pour former une liaison covalente:



la règle de l'octet est respectée.

Les atomes doivent parfois former plusieurs liaisons covalentes pour satisfaire la règle de l'octet:

Exemple: deux atomes d'oxygène O_2 forment une molécule de dioxygène avec une liaison double:



Remarque: La molécule de diazote comporte une liaison triple: $\cdot\text{N}\cdot + \cdot\text{N}\cdot \rightarrow \text{N}\equiv\text{N}$

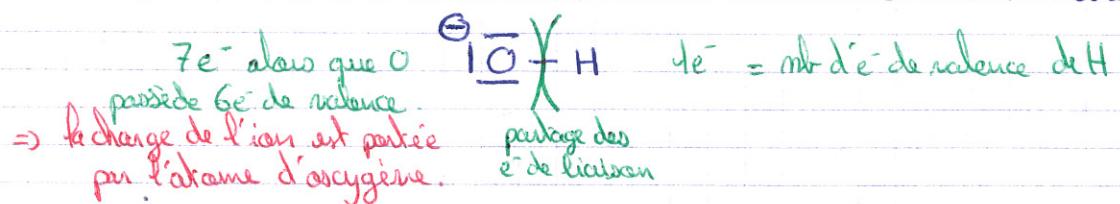
Règle du duet: La règle de l'octet n'est pas valable pour les atomes d'hydrogène et d'hélium qui s'entourent de 2^e de valence

Exemple: la molécule de dihydrogène: $\text{H}\cdot \text{H}\cdot \rightarrow \text{H}-\text{H}$

* les règles à respecter sont identiques pour un ion polyatomique:

Exemple: représentation de Lewis de l'ion hydroxyde HO^-

- Nombre total d'e⁻ de valence: $N_e = 1 + 6 + 1 = 8 \Rightarrow 4$ doubles



c) Méthode pour déterminer la représentation de Lewis

Méthode générale

1) Déterminer le nombre de doubles à placer en calculant le nb total d'e⁻ de valence.

2) Structure de la molécule
 \Rightarrow Les atomes avec le plus d'e⁻ célibataires au centre.

3) Placer les doubles non liants des atomes

4) Placer les doubles restants en appliquant la règle de l'octet

5) Eventuellement ajouter les doubles non liants ou e⁻ célibataires sur les atomes centraux.

Exemple pour la molécule de CO_2

$$N_{\text{v}}(\text{C}) = 4 \quad 2 \times N_{\text{v}}(\text{O}) + N_{\text{v}}(\text{C}) = 2 \times 6 + 4 = 16 \text{ e}^-$$
$$N_{\text{v}}(\text{O}) = 6 \quad \Rightarrow 8 \text{ doubles.}$$



La règle de l'octet n'est pas toujours satisfaisante : exemple dioxyde d'azote NO_2 :



Les molécules qui ne respectent pas la règle de l'octet sont généralement instables et très réactives.

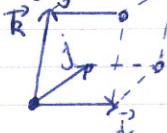
3) Cristaux.

Un grand nombre d'atomes peuvent se lier pour former une structure régulière solide appelée cristal. (au contraire si un solide ne présente pas de structure régulière, on dit qu'il est amorph).

b) Modèle du cristal parfait.

Un cristal parfait est un ensemble de particules fixes les unes par rapport aux autres périodiquement réparties dans l'espace. Un cristal parfait est de dimension infinie.

Le cristal parfait est représenté par un assemblage infini de mailles parallélépipédiques caractérisées par 3 vecteurs \vec{a} , \vec{b} et \vec{c} :



exemple : Fe : maille cubique centrée



- Chaque coin de la maille est un noeud du réseau de translation qui définit le cristal.

- Toutes les mailles d'un cristal sont parfaitement identiques.

- Les atomes sont situés à des positions quelconques à l'intérieur d'une maille (pas forcément sur un noeud)

c) Formule chimique d'un cristal.

Pour déterminer la formule chimique d'un cristal il faut déterminer le nombre moyen de chaque type d'atome dans une maille:

- Un atome à l'intérieur d'une maille compte pour 1
- Un atome sur une face est partagé par 2 mailles, il compte pour $\frac{1}{2}$
- _____ arête _____ $\frac{1}{4}$
- _____ en coin _____ $\frac{1}{8}$

exemple 1: formule chimique du fer



8 atomes de Fe aux coins : $8 \times \frac{1}{8} = 1 \text{ Fe}$

1 atome de Fe au centre : 1 Fe

formule chimique de la maille : $2\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}$ cubique

exemple 2 : le cristal de chlorure de sodium a une maille qui contient :

- Des atomes de Cl aux coins et aux centres des faces
- Na aux centres des arêtes.

formule chimique de la maille : $(8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2})\text{Cl} + 12 \times \frac{1}{4}\text{Na} = 3(\text{Na} + \text{Cl})$
 $\Rightarrow 3\text{NaCl} \rightarrow \text{NaCl}$.

a) Différents types de cristaux.

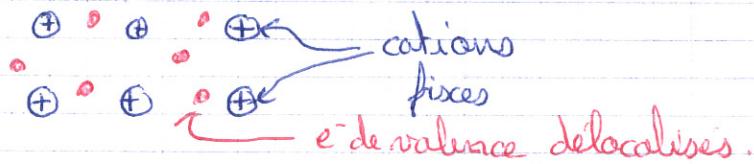
On caractérise les cristaux par le type de liaison qui existe entre les atomes.

* Cristaux covalents : Les liaisons entre les atomes sont des liaisons covalentes, c'est le cas de cristaux monoatomiques non métalliques comme le diamant ou le graphite. (Carbone)

19 * Cristaux ioniques. Les liaisons sont ioniques, c'est pas exemple le cas du chlorure de sodium (NaCl) ou $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$

* Cristaux métalliques. Les atomes sont liés par des liaisons de covalence mais les électrons de valence sont délocalisés sur l'ensemble des atomes du cristal \Rightarrow plus le modèle de la liaison covalente localisée.

Les e⁻ de liaisons son responsables de la conduction électrique du métal.



Transformation de la matière.

I) La transformation de la matière.

1) Introduction.

Il existe catégories de transformations de la matière selon le "niveau" auquel la transformation se produit:

La matière est composée d'un ensemble de molécules plus ou moins organisées. Les molécules sont elles-mêmes composées d'atomes également composés (électrons, protons, neutrons)

- une transformation physique modifie l'organisation des molécules
- une transformation chimique modifie les molécules, les atomes se ré-arrangent en de nouvelles molécules.
- une transformation nucléaire modifie les atomes eux-mêmes. Les protons, neutrons et électrons se ré-arrangent.

2) Les transformations physiques.

a) Les états de la matière.

À l'échelle microscopique les états de la matière diffèrent par l'arrangement et le comportement des molécules.

On note : - a : la dimension caractéristique d'une molécule.
- d : la distance moyenne entre les molécules.

* L'état gazeux : - Les molécules sont éloignées ($d \gg a$) et interagissent très peu entre elles, c'est un état dispersé.

- les molécules se déplacent rapidement (vitesse du son) et de manière désordonnée (agitation thermique)



molécules de gaz
contenant.

* L'état liquide : - Les molécules sont proches lesunes des autres et forment un ensemble compact ($d \approx a$)

- les molécules sont mobiles et "glissent" lesunes sur les autres, elles possèdent aussi une agitation thermique. C'est un état désordonné.

* L'état solide : - Les molécules sont proches ($d \approx a$), c'est un état compact
- Les molécules sont fortement liées entre elles, elles occupent une position fixe (autour de laquelle elles s'agitent)

On distingue plusieurs types de solide selon l'ordre des molécules :