

Vidéo :



Théorie 6

Les molécules et ions

Une molécule est un ensemble de _____ ou plusieurs _____ liés chimiquement ensemble.

Le comment et pourquoi des molécules

Tout dans l'univers cherche la stabilité. C'est le cas aussi pour les atomes.

Les atomes cherchent à acquérir une configuration électronique semblable à celle des _____, pour devenir chimiquement stables. Pour modifier sa configuration électronique et ressembler à un gaz noble, un atome doit _____. Puisque dans la nature rien ne se perd et rien ne se crée, la seule façon qu'un atome a de changer son nombre d'électrons est de trouver un partenaire (autre atome) à qui donner/voler des électrons.

Ce partage _____ entre deux atomes crée _____ entre eux et forme une _____.

Seuls les électrons de _____ sont impliqués dans les liaisons chimiques formant les molécules, car ils sont plus _____ (situés en périphérie de l'atome) et moins _____ par l'atome (plus loin du noyau).

Réactivité chimique des éléments

Pour connaître le nombre _____ qu'un atome doit perdre ou gagner pour acquérir la configuration électronique d'un gaz inerte, il suffit de connaître son nombre _____, indiqué par son numéro de _____.

Règle de l'octet : Les éléments chimiques réagissent chimiquement de façon à avoir _____ e⁻ sur leur dernière couche.

De façon générale, **les** _____ **donnent des électrons** lorsqu'ils réagissent chimiquement et **les** _____ **reçoivent des électrons**.

2.4

LA TENDANCE À GAGNER OU À PERDRE DES ÉLECTRONS
DES ÉLÉMENTS DU GROUPE A

Numéro de la famille	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
Exemple d'élément	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Nombre d'électrons de valence								
Tendance								

Figure 6.1 : Réactivité chimique des éléments. Source : Manuel *Observatoire l'environnement* (4^e secondaire), page 41 © ERPI, 2008.

Exemple 1 :

Indique la réactivité chimique des éléments demandés en complétant le tableau suivant.

Élément	Gaz inerte le plus proche	Tendance à gagner ou perdre	Nombre d'électrons
Calcium			
Phosphore			
Silicium			
Francium			
Iode			
Aluminium			

Conséquence sur l'atome de la formation d'une liaison :

Les ions

Un atome par définition est _____ neutre, c'est-à-dire qu'il a une charge _____. Lorsqu'il gagne ou perd des électrons pour former une liaison chimique, l'atome perd son caractère neutre et devient _____. On l'appelle alors _____.

Calcul de la charge d'un ion

La charge d'un ion correspond à la différence entre son nombre de particules positives ____ et son nombre de particules négatives _____.

La représentation du modèle atomique simplifié peut être utile pour calculer la charge de l'ion formé à partir d'un atome.

Exemple 2 :

Calcule la charge des ions formés par le sodium et le soufre.

Exemple 3 :

Indique les ions formés à partir des éléments demandés en complétant le tableau suivant.

Élément	Nbr p ⁺	Nbr é ⁻ initial	Tendance de gain/perte d'é ⁻	Nbr é ⁻ final	Charge	Ion formé
Calcium						
Phosphore						
Silicium						
Francium						
Iode						
Aluminium						

Prédiction des formules moléculaires et Types de liaisons

Vidéo :

Utilisation de la notation de Lewis pour la représentation des molécules



Étant donné que les liaisons chimiques ne font intervenir que les électrons de valences, la notation de Lewis est la représentation la plus utile pour prédire les formules moléculaires.

Exemple 4 :

Prédis la formule moléculaire de la liaison entre de l'oxygène et de l'aluminium.

Exemple 5 :

Prédis la formule moléculaire de la liaison entre du magnésium et du fluor.

Liaisons covalentes : Non-métal – Non-métal

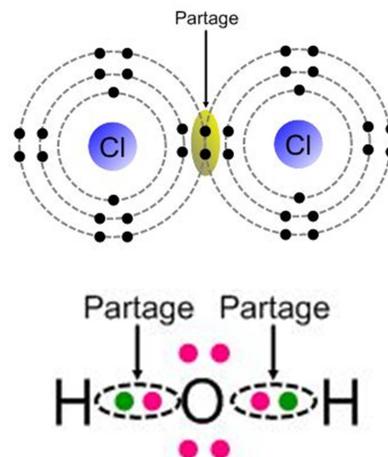
Une liaison covalente implique un _____
_____ entre deux atomes.

Ce type de liaison se produit lorsque la différence
d'électronégativité entre deux atomes est _____.

On rencontre ce type de liaison entre
_____ (dont l'hydrogène).

Lorsqu'il y a un partage d'électrons entre deux atomes, la
paire d'électrons partagés s'appelle un : _____.

Selon les atomes liés ensemble, il peut y avoir **un seul doublet** d'électrons partagés,
deux doublets d'électrons partagés ou même **trois doublets** d'électrons partagés.



Partage d'un seul doublet – Chlore (famille VIIA)

Formule moléculaire : _____ Notation de Lewis :

Formule structurale :

Partage de deux doublets – Oxygène (famille VIA)

Formule moléculaire : _____ Notation de Lewis :

Formule structurale :

Partage de trois doublets – Azote (famille VA)

Formule moléculaire : _____ Notation de Lewis :

Formule structurale :

Pour mieux comprendre le partage d'électrons, on peut **différencier les électrons** de chaque atome dans la notation de Lewis en utilisant des **ronds vides et pleins**, ou de **couleurs** différentes. Se souvenir qu'en réalité, il n'y a pas de différence, **tous les électrons de valence des deux atomes circulent autant autour de l'un que de l'autre des deux atomes.**

Dans la formule structurale, chaque doublet, provenant du partage de deux électrons fournis par chacun des deux atomes, est illustré par un tiret. Les paires d'électrons que possédaient déjà les atomes demeurent illustrées par 2 points. Toutefois, il n'est pas obligatoire d'inscrire ces paires d'électrons.

Dans la formule moléculaire, on commence par l'élément le moins électronégatif (le + à gauche dans le tableau périodique) et on termine par le + électronégatif.

Exemple 6 :

Écris la formule moléculaire et la formule structurale d'une molécule composée de chlore et d'oxygène.

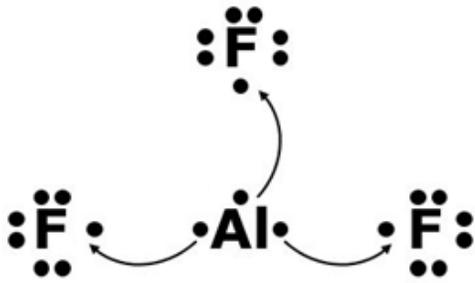
Formule moléculaire : _____ Formule structurale :

Liaisons ioniques : Métal - Non-métal

Une liaison ionique implique _____ d'un atome à un autre et forme donc des _____. L'atome qui gagne le ou les électrons est celui qui a la plus _____ valeur d'électronégativité.

Ce type de liaison se forme principalement dans les molécules composées d'un _____ (donneur d'é) et d'un _____ (receveur d'é).





On remarque sur l'image ci-contre que l'atome d'aluminium s'est débarrassé de ses *trois électrons célibataires* et que *chacun des atomes de fluor a réussi à combler sa dernière couche électronique* en recevant un huitième électron de valence.

Exemple 7 : Na et Cl

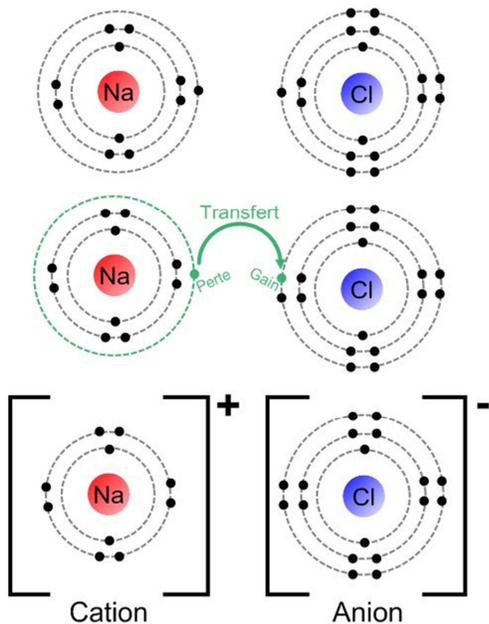
Prédis la formule moléculaire de la liaison entre du sodium et du chlore.



Le sodium perd _____ et devient un ion _____ (cation).

Le chlore (Cl) gagne cet électron, il devient un ion _____ (anion). Le lien qui unit les ions et **forme une molécule neutre** provient de la force _____ entre ceux-ci.

On dit que la liaison est _____ parce qu'elle est formée par l'attraction entre 2 _____.



1° Atomes séparés

2° Transferts d'électrons

3° Ions formés

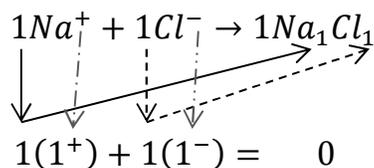
« Molécule » de NaCl

Note : Lorsqu'on met du sel de table (NaCl) dans l'eau, le lien chimique est brisé, mais les ions restent inchangés : les électrons ne retournent jamais à l'ion métallique. Ceci explique pourquoi l'eau saline conduit le courant électrique.

Prédiction de la formule moléculaire d'un composé ionique par la méthode du balancement des charges

	Donneur : Na (métal)	Receveur : Cl (non-métal)
Famille → nbr é ⁻ de valence		
Comportement		
Ion formé		

Balancement des charges :



Afin d'avoir une molécule _____ neutre,
il faut ____ atome de sodium pour ____ atome de chlore.

Formule moléculaire : Na_1Cl_1 ou NaCl (L'indice 1 est omis de la formule moléculaire)

Les **coefficients devant les ions** deviennent les **indices dans la molécule**.

Dans la formule moléculaire, on écrit toujours le métal en premier (moins électronégatif ; plus à gauche dans le tableau périodique) et ensuite, le non-métal.

Exemple 8 : Mg et F

Prédise la formule moléculaire de la liaison entre le magnésium (Mg) et le fluor (F) par la méthode des charges.

	Donneur : ____ (métal)	Receveur : ____ (non-métal)
Famille → nbr e^- de valence		
Comportement		
Ion formé		

Balancement des charges :

Afin d'avoir une molécule _____ **neutre**, il faut ____ atome de magnésium pour ____ atome de fluor.

Formule moléculaire : _____

Le fluor _____ les e^- du _____. Les ions s'attirent par force électrostatique pour former une liaison _____.

Exemple 9 : Al et O

Prédise la formule moléculaire de la liaison entre Al et O par la méthode des charges.

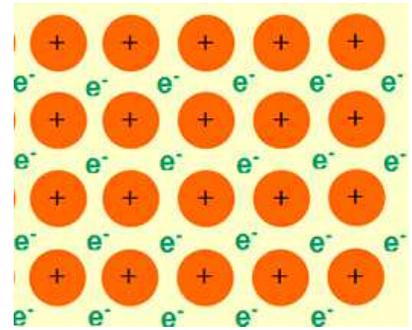
	Donneur : ____ (métal)	Receveur : ____ (non-métal)
Famille → nbr e^- de valence		
Comportement		
Ion formé		

Balancement des charges :

Formule moléculaire : _____

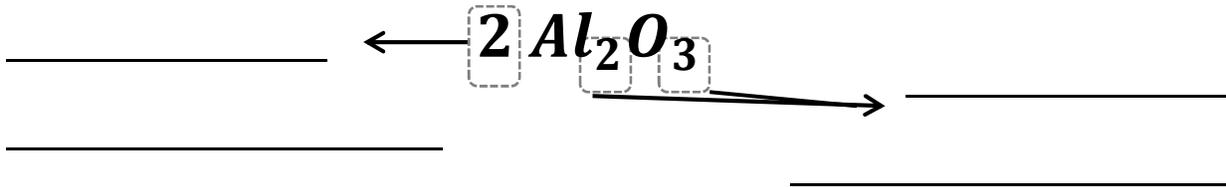
Liaisons métalliques : Métal – Métal

Les métaux sont tous des donneurs d'électrons, il ne peut donc pas, théoriquement, se former de liaison chimique en tant que tel entre deux atomes de métal. Une liaison métallique résulte de la mise en commun pour tous les atomes des électrons de valences libérés. C'est ce flux d'électrons libres qui explique la conductibilité électrique et thermique des métaux, ainsi que leur éclat brillant et leur malléabilité.



Les liaisons métalliques sont les plus faibles de toutes les liaisons chimiques.

Nomenclature



Les molécules sont nommées en fonction de la nature des atomes qui les composent, du nombre de chacun et de leur ordre. Noter qu'en français, la lecture du nom d'une molécule se fait de la fin de la formule au début. **Trioxyde de dialuminium**

Règles de nomenclature des composés binaires

- 1° Nom du dernier élément à droite de la formule, modifié par un suffixe : _____
- 2° La préposition de liaison « de »
- 3° Nom du premier élément de la formule moléculaire, tel quel.

Exemples : NaF se lie : _____
MgO se lie : _____
MgCl₂ se lie : _____
AlP se lie : _____
AlI₃ se lie : _____

Pour les éléments n'ayant qu'une sorte d'atomes (ex. : **O₂**), on ne fait que mettre le préfixe numéral et on ne modifie pas le nom, donc **dioxygène**.

Tableau 6.1 : Suffixes modificateurs des principaux éléments

Élément	Élément + suffixe	Élément	Élément + suffixe
Azote		Fluor	
Brome		Soufre	
Carbone		Iode	
Chlore		Oxygène	
Hydrogène		Phosphore	

Tableau 6.2 : Préfixes numériques

Nombre d'atomes	Préfixe	Nombre d'atomes	Préfixe
1		7	
2		8	
3		9	
4		10	
5		11	
6		12	

Ions polyatomiques

Un ion polyatomique (ou moléculaire) est un ion composé de _____ atomes liés de façon _____. On le considère souvent comme une unité simple dans le contexte de réaction chimique ou la formation de composés moléculaire. Le terme _____ est parfois utilisé pour désigner un ion polyatomique.

Il existe une grande variété d'ions polyatomiques. Puisqu'ils peuvent être considérés comme une entité unitaire, ils portent souvent un _____ qui leur est propre et qui doit être utilisé dans la nomenclature des molécules.

Tableau 6.3 : Liste des radicaux les plus courants

Nom de l'ion	Formule	Charge
Ammonium	NH_4^{4+}	1+
Hydroxyde	OH^-	1-
Acétate	CH_3COO^-	
Hypochlorite	ClO^-	
Chlorite	ClO_2^-	
Chlorate	ClO_3^-	
Perchlorate	ClO_4^-	
Cyanure	CN^-	
Bicarbonate	HCO_3^-	
Nitrite	NO_2^-	
Nitrate	NO_3^-	

Nom de l'ion	Formule	Charge
Carbonate	CO_3^{2-}	2-
Bichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	
Chromate	CrO_4^{2-}	
Oxalate	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	
Phosphite	PHO_3^{2-}	
Sulfite	SO_3^{2-}	
Sulfate	SO_4^{2-}	
Arsénite	AsO_3^{3-}	3-
Arséniate	AsO_4^{3-}	
Phosphate	PO_4^{3-}	
Ferrocyanure	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	4-

Exemple 10 :

Nomme correctement les molécules demandées

