Vidéo : http://monurl.ca/875u

Théorie 6

Les molécules et ions

Une molécule est un ensemble de 2 **ou plusieurs** atomes. **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 gaz inertes, pour devenir chimiquement stables. Pour modifier sa configuration électronique et ressembler à un gaz noble, un atome doit gagner ou perdre des e⁻. 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.

Positionnement des e⁻ sur les couches.

Ce partage d'e⁻ entre deux atomes crée une liaison chimique entre eux et forme une molécule.

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

Réactivité chimique des éléments

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

Règle de l'octet : Les éléments chimiques réagissent chimiquement de façon à avoir 8 e⁻ sur leur dernière couche. sauf He 2e⁻

De façon générale, ***les*** mtx ***donnent des électrons*** lorsqu'ils réagissent chimiquement et ***les*** non mtx ***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	1e⁻	2e⁻	3e⁻	4e⁻	5e⁻	6e⁻	7e⁻	8e⁻
Tendance	perdre 1e⁻	perdre 2e⁻	perdre 3e⁻	gain/perte 4e⁻	gain 3e⁻	gain 2e⁻	gain 1e⁻	aucun Stable

Figure 6.1 : Réactivité chimique des éléments. Source : Manuel *Observatoire l'environnement (4e 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	Ar	perdre	2 e⁻
Phosphore	Ar	gain	3 e⁻
Silicium	Ar / Ne	gain/perdre	4e⁻
Francium	Rn	perdre	1e⁻
Iode	Xe	gagner	1e⁻
Aluminium	Ne	perdre	3e⁻

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

Les ions

Un atome par définition est *électriquement* neutre, c'est-à-dire qu'il a une charge *nulle (= 0)*. Lorsqu'il gagne ou perd des électrons pour former une liaison chimique, l'atome perd son caractère neutre et devient *chargé*. On l'appelle alors *ion*.

Calcul de la charge d'un ion

La charge d'un ion correspond à la différence entre son nombre de particules positives *p^+* et son nombre de particules négatives *e^-*.

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

Exemple :

Calcule la charge des ions formés par Na & S

Na (11p⁺ 12n⁰))2e⁻)8e⁻) ~~1e⁻~~ — 2+8=10

$p^+ - e^- = \text{charge}$: $+11 - 10 = +1$ → Na^+

fam. IA → tendance : perte 1e⁻

S (16p⁺ 16n⁰))2e⁻)8e⁻) ~~6e⁻ +2~~ = 8e⁻ — 2+8+8=18

$+16 - 18 = -2$ → S^{2-}

fam. VIA → tendance : gain 2e⁻

Exemple 2 :

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

p+ - e⁻ = Charge.

Élément	Nbr p^+	Nbr $é^-$ initial	− Tendance de gain/perte d'$é^-$	= Nbr $é^-$ final	Charge	Ion formé
Calcium	20	20	perte 2e⁻	20-2 18 e⁻	20-18 +2	Ca^{2+}
Phosphore	15	15	gain 3e⁻	15+3 18 e⁻	15-18 −3	P^{3-}
Silicium	14	14	gain/perte 4e⁻	14+4 = 18e⁻ ou 14-4 = 10e⁻	14-18 = −4 / 14-10 = +4	Si^{4+} / Si^{4-}
Francium	87	87	perte 1e⁻	87-1 = 86e⁻	87-86 +1e⁻	Fr^+
Iode	53	53	gain 1e⁻	53+1 54 e⁻	53-54 −1	I^-
Aluminium	13	13	perte 3e⁻	13-10 10e⁻	13-10 +3	Al^{3+}

Prédiction des formules moléculaires et Types de liaisons

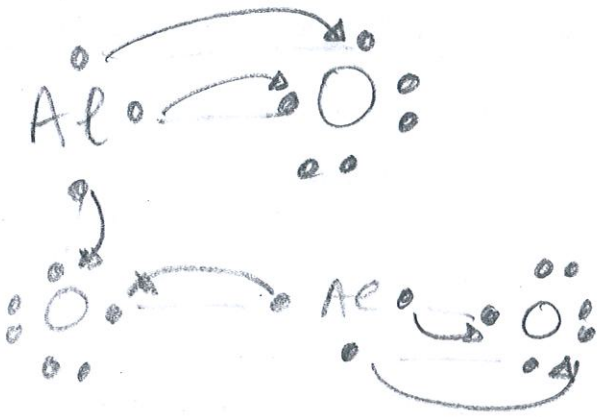
Vidéo : http://monurl.ca/86vs

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 3 :

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



Al_2O_3

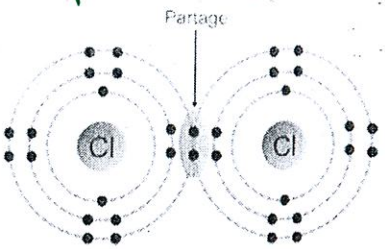
Exemple 4 :

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

MgF_2

Manuel p. 46-47

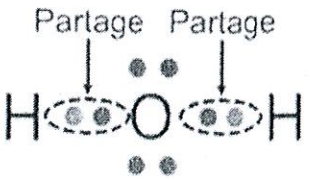
Liaisons covalentes : Non-métal – Non-métal



Une liaison covalente implique un partage d'électrons entre deux atomes.

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

On rencontre ce type de liaison entre 2 non-métaux (dont l'hydrogène).



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

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) liaison simple

Formule moléculaire : Cl_2 Notation de Lewis :

Formule structurale : Cl – Cl

(similaire à boule et bâtonnets, mais symboles au lieu de sphères et indicat nbr liaisons.

Partage de deux doublets – Oxygène (famille VIA) liaison double

Formule moléculaire : O_2 Notation de Lewis :

Formule structurale : O = O

Partage de trois doublets – Azote (famille VA) liaison triple

Formule moléculaire : N_2 Notation de Lewis :

Formule structurale : N ≡ N

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 5 :

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

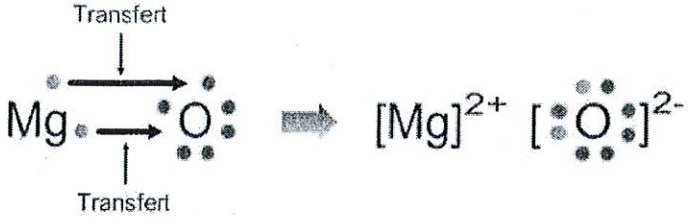
Formule moléculaire : Cl_2O Formule structurale : Cl – O – Cl

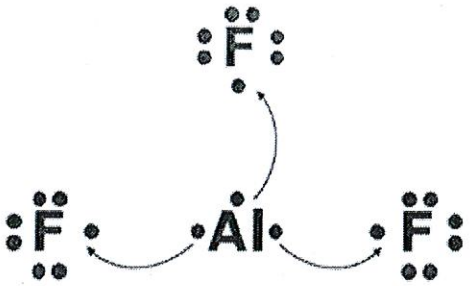
Liaisons ioniques : Métal – Non-métal

Manuel p. 45–46

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

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

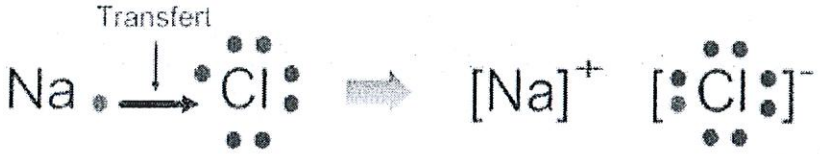




On remarque sur l'image ci-contre que l'atome d'aluminium s'est débarrassé de ses *trois électrons célibataires* et que *chacun des atomes de fluor a réussi à combler sa dernière couche électronique* en recevant un huitième électron de valence.

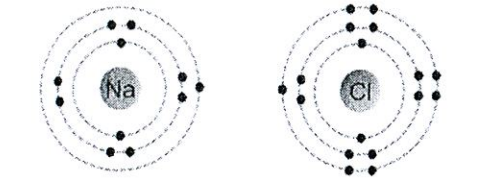
Exemple 6 : Na et Cl

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

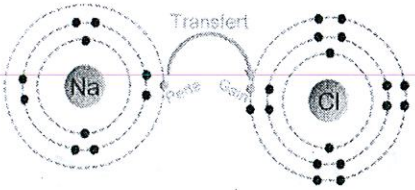


Le sodium perd 1 e- et devient un ion positif (cation).
Le chlore (Cl) gagne cet électron, il devient un ion négatif (anion). Le lien qui unit les ions et **forme une molécule neutre** provient de la force d'attraction électrostatique entre ceux-ci.

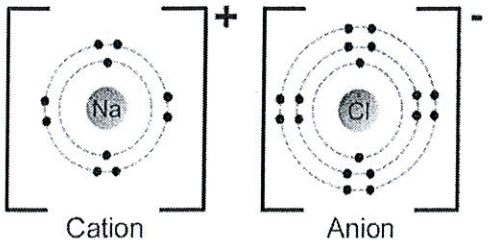
On dit que la liaison est ionique parce qu'elle est formée par l'attraction entre 2 ions de charge opposée.



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.*

Lewis utile pour covalent & ionique.
pr ionique, ont peut aussi utiliser 2e méthode + mettre - dessin

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	IA → 1 e⁻	VIIA → 7 e⁻
Comportement	donne 1e⁻	gagne 1e⁻
Ion formé	Na^+	Cl^-

Balancement des charges :

$$1Na^+ + 1Cl^- \rightarrow 1Na_1Cl_1$$

$$1(1^+) + 1(1^-) = \quad 0$$

Afin d'avoir une molécule électriquement **neutre**,
il faut 1 atome de sodium pour 1 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 7 : Mg et F

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

	Donneur : Mg (métal)	**Receveur : F** (non-métal)
Famille → nbr é⁻ de valence	IIA → 2e⁻	VIIA → 7e⁻
Comportement	donne 2e⁻	gagne 1e⁻
Ion formé	Mg^{2+}	F^-

Balancement des charges :

$$1\ Mg^{2+} + 2\ F^- \rightarrow MgF_2$$
$$1(2^+) + 2(1^-) = 0$$

Afin d'avoir une molécule électriquement **neutre**, il faut 1 atome de magnésium pour 2 atome de fluor.

Formule moléculaire : MgF_2

Le fluor gagne les é du magnésium. Les ions s'attirent par force électrostatique pour former une liaison ionique.

Exemple 8 : Al et O

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

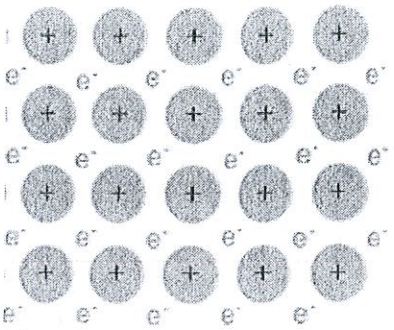
	Donneur : Al (métal)	**Receveur : O** (non-métal)
Famille → nbr é⁻ de valence	III → 3e⁻	VI → 6e⁻
Comportement	donne 3e⁻	gagne 2e⁻
Ion formé	Al^{3+}	O^{2-}

Balancement des charges :

$$2\ Al^{3+} + 3\ O^{2-} \rightarrow Al_2O_3$$
$$2(3^+) + 3(2^-) = 0$$

Formule moléculaire : Al_2O_3

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. ϕ attract entre ions + ↓ absorbe photons

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

Nomenclature

Coefficient = nbr Molécules ← **$2\,Al_2O_3$** → Indice = Nbr d'atomes de l'élément ds la molécule.

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 à 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 : ure

2° La préposition de liaison « de »

3° Nom du premier élément de la formule moléculaire, tel quel.

Exemples : NaF se lie : fluorure de sodium

MgO se lie : Oxyde de fer

$MgCl_2$ se lie : di Chlorure de Magnésium

AlP se lie : Phosphure d'aluminium

AlI_3 se lie : Tri iodure d'aluminium

Pour les éléments n'ayant qu'une sorte d'atomes (ex. : **O_2**), on ne fait que mettre le préfixe numéral et on ne modifie pas le nom, donc **dioxygène**.

1 seul = dernier.

Tableau 6.1 : Suffixes modificateurs des principaux éléments

Élément	Élément + suffixe	Élément	Élément + suffixe
Azote Nitrogenium	Nitrure	Fluor	Fluorure
Brome	Bromure	Soufre	Sulfure
Carbone	Carbure	Iode	Iodure
Chlore	Chlorure	Oxygène !	Oxyde
Hydrogène	Hydrure	Phosphore	phosphure

Tableau 6.2 : Préfixes numériques = polygones

Nombre d'atomes	Préfixe	Nombre d'atomes	Préfixe
1	mono	7	hepta
2	di	8	octa
3	tri	9	nona
4	tétra	10	déca
5	Penta	11	undéca
6	Hexa	12	dodéca

CO vs CO_2 ≠ bi — pomer — reconnaître

Ions polyatomiques

Un ion polyatomique (ou moléculaire) est un ion composé de 2 ou plusieurs atomes liés de façon covalente. On le considère souvent comme une unité simple dans le contexte de réaction chimique ou la formation de composés moléculaire. Le terme radical 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 nom 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^+	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^-	

Ambivalent ou base

Nom de l'ion	Formule	Charge
Carbonate	CO_3^{2-}	2−
Bichromate	$Cr_2O_7^{2-}$	
Chromate	CrO_4^{2-}	
Oxalate	$C_2O_4^{2-}$	
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	$Fe(CN)_6^{4-}$	4-

Exemple 9 :

Nomme correctement les molécules demandées

A) N_2O_3 tri oxyde de di azote

B) CH_4 tetra hydure de carbone

C) CO monoxyde de carbone

D) $Mg(SO_4)$ Sulfate de Magnésium

E) $Na(HCO_3)$ Bicarbonate de sodium

di bromure de Calcium $CaBr_2$

~~fébal~~

di Phosphure de tri Calcium. Ca_3P_2