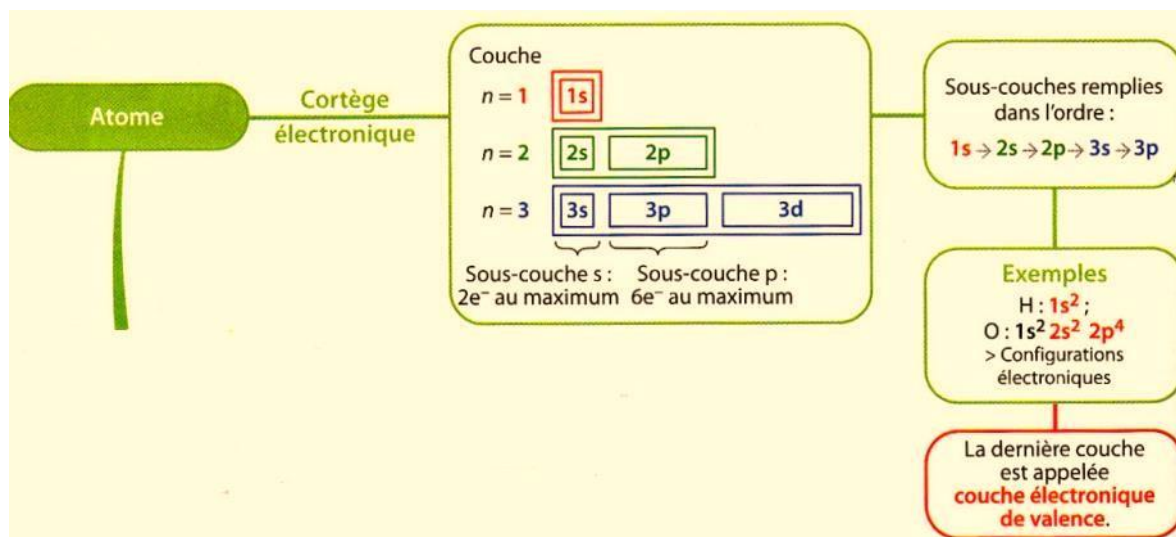


I Rappel de seconde : structure électronique des premiers éléments.

Les électrons présents autour d'un atome occupent différentes couches électroniques en commençant pour les 18 premiers comme indiqué ci-dessous.



II Schéma de Lewis

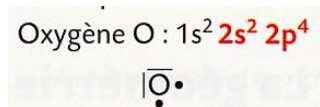
1) Schéma de Lewis d'un atome ou d'un ion monoatomique.

Le schéma de Lewis d'un atome permet de représenter la structure électronique externe d'un atome.

Il est composé du symbole de l'élément et des électrons de valence de la dernière couche, ces électrons sont représentés par des points s'ils sont célibataires ou par un tiret s'ils forment un doublet (non liant)

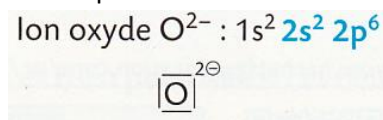
(on admet que jusqu'à quatre électrons de valence, l'atome n'est entouré que de célibataires)

Exemple:



Voir : [Animation Fournat](#) (attention ancienne notation K, L, M pour les couches)

Pour représenter le schéma de Lewis des ions, même règle.

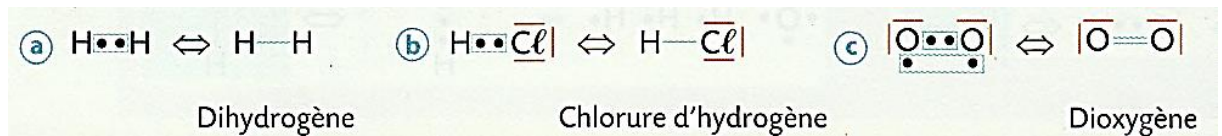


2) Schéma de Lewis d'une molécule

Le schéma de Lewis d'une molécule s'établit en assemblant les schémas de Lewis des atomes, les atomes doivent en général respecter la règle du duet et de l'octet

Voir [animation Fournat N° 2](#):

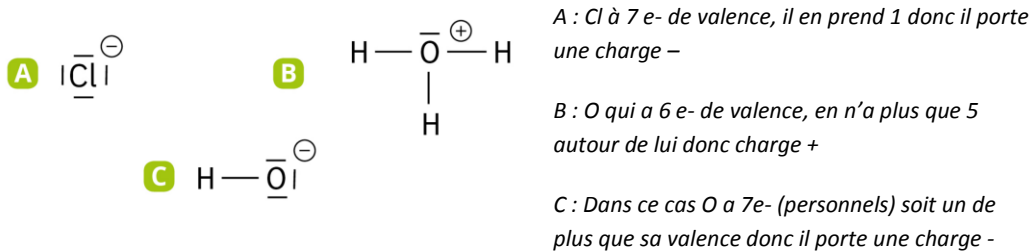
Examples



3) Schéma de Lewis d'un ion polyatomique

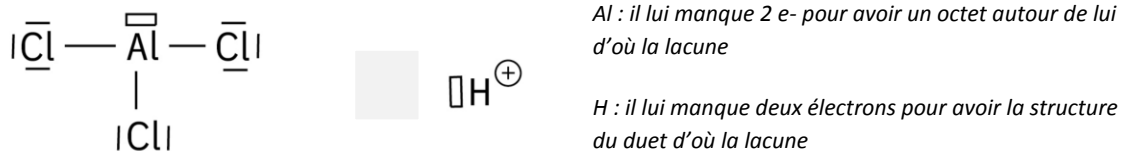
Un atome engagé dans un ion porte une charge formelle s'il n'est pas entouré du même nombre d'électrons qu'à l'état isolé.

Voir TD (Les charges formelles sont entourées par un cercle dans la structure de Lewis)



4) Lacune électronique

Une lacune électronique indique un déficit de deux électrons par rapport aux règles de stabilité (octet ou duet). Elle est représentée par une case rectangulaire dans le schéma de Lewis.



III Géométrie des édifices atomiques

La géométrie d'une molécule ou d'un ion polyatomique est celle dans laquelle les doublets d'électrons externes, liants et non liants, de chaque atome s'écartent au maximum les uns des autres. (Une liaison double ou triple se comporte comme une simple liaison)

Nom	Méthane	Ammoniac	Eau	Méthanol	Dioxyde de carbone
Formule	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	CH ₂ O	CO ₂
Schéma de Lewis					
Modèle					
Géométrie	Tétraédrique	Pyramidale à base triangulaire	Coudée	Triangulaire Plane	Linéaire

IV Molécules polaires et apolaires.

1) Polarité d'une liaison.

L'**électronégativité** est une grandeur sans unité qui traduit l'aptitude d'un atome A à attirer vers lui le doublet d'électron qui le lie à un atome B.

Une **liaison covalente** entre deux atomes A et B est **polarisée** si ces deux atomes ont des électronégativités différentes et que la différence d'électronégativité entre les deux est supérieure à 0,4

Electronégativité des premiers éléments								
H 2,20								
Li 0,98	Be 1,57		B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	
Na 0,93	Mg 1,31		Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	

Si la différence d'électronégativité dépasse 1,7, la liaison devient ionique

Liaison non polarisée	Liaison polarisée	Liaison ionique
H-H	$\overset{\delta+}{\text{C}} - \overset{\delta-}{\text{Cl}}$	$\text{Na}^+ \text{Cl}^-$

2) Polarité d'une molécule

Une molécule est polaire si les positions moyennes (barycentre) des charges partielles positives et des charges négatives ne sont pas confondues, dans le cas contraire elle est apolaire.

