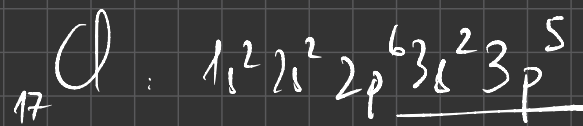
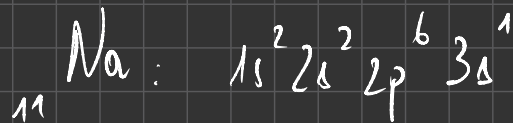
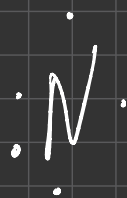
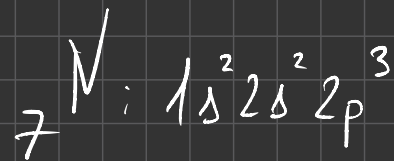
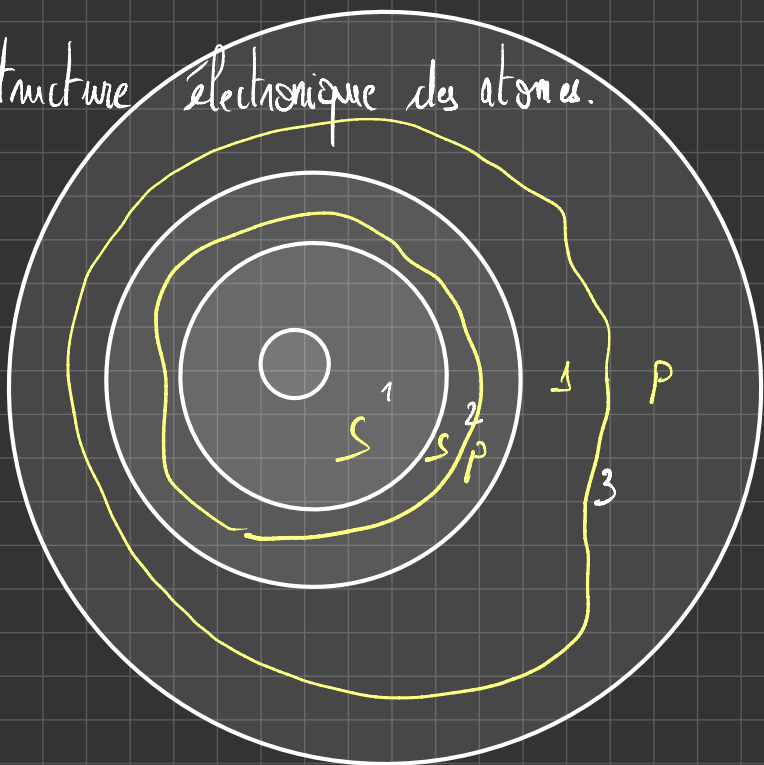
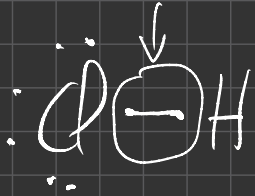


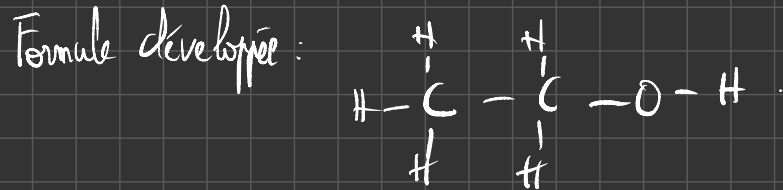
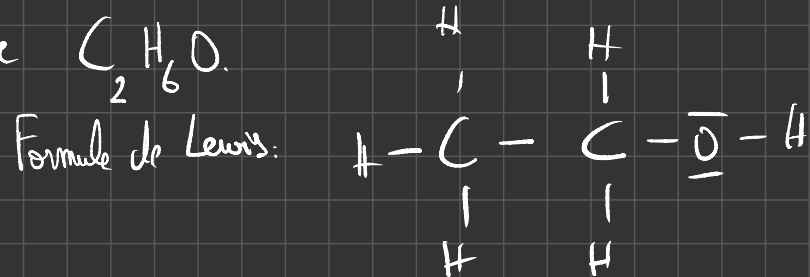
○ proton  
○ neutron.

Structure électronique des atomes.



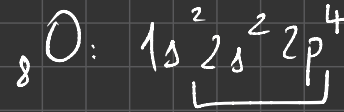
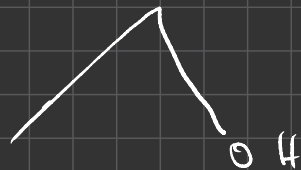


Brute  $C_2H_6O$ .



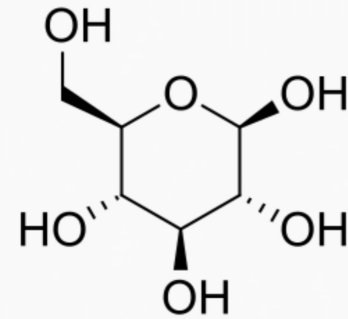
Formule semi-développée:  $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$ .

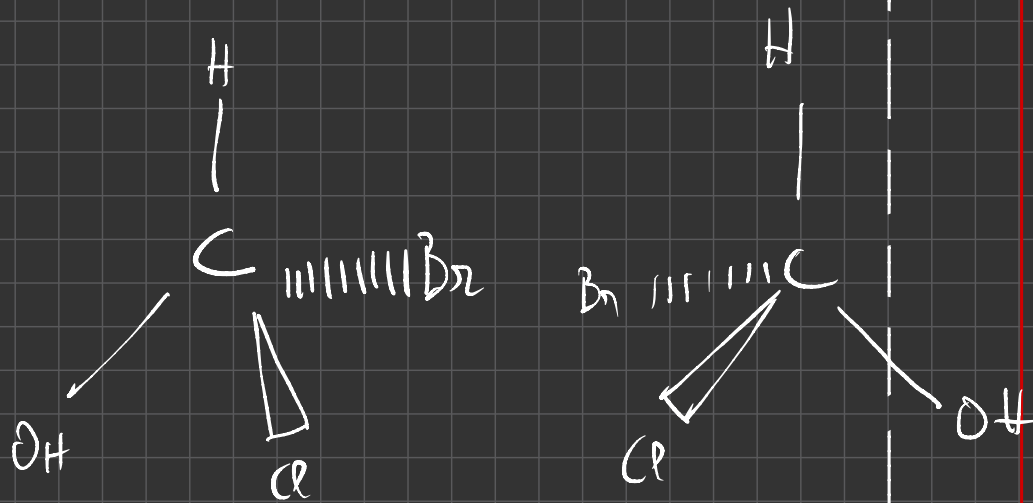
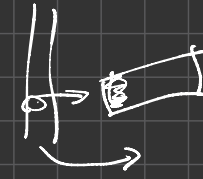
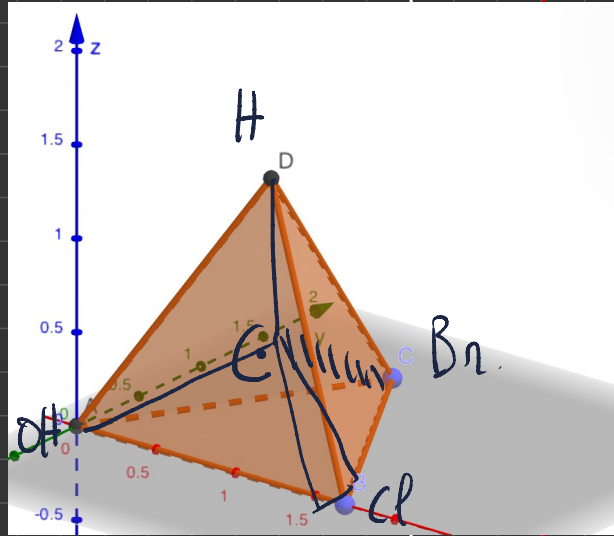
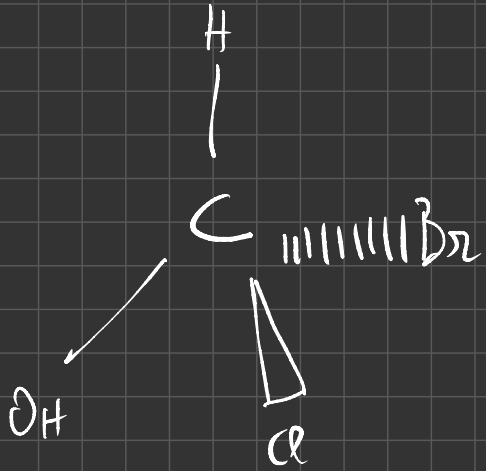
Formule topologique:



Gram

### Glucose





La molécule est-elle polaire ?

liaisons sont apolaires.

liaisons sont polarisées.

↓  
Molécule est apolaire.

⊕ = ⊖

⊕ ≠ ⊖

↓  
apolaire

↓  
polaire

**Exercice 1** corrigé disponible

1. L'atome de bore et l'atome d'aluminium ont respectivement pour nombre de charge 5 et 13.

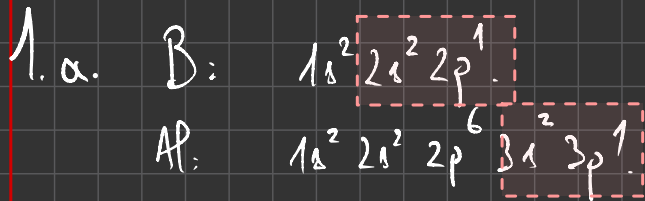
- Etablir leur structure électronique.
- Qu'y a-t-il de commun entre ces deux atomes ?
- Indiquer la représentation de Lewis des ions associés

2. L'atome de fluor et l'atome de chlore ont respectivement pour nombre de charge 9 et 17.

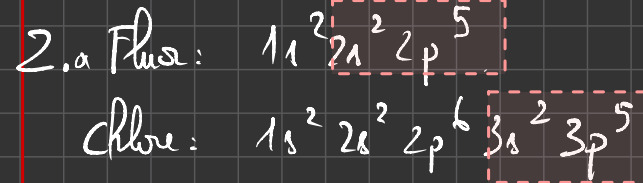
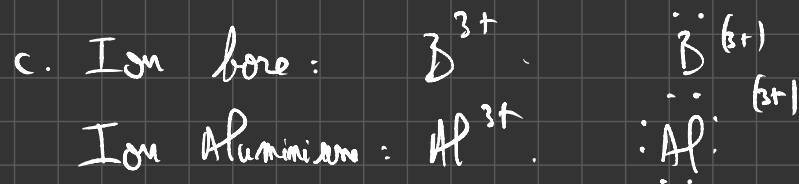
- Etablir leur structure électronique.
- Qu'y a-t-il de commun entre ces deux atomes ?
- Indiquer la représentation de Lewis des ions associés

3. Donner les représentation de Lewis des molécules de trichlorure de bore  $BF_3$  et du tétrachlorure de méthane  $CCl_4$  ; indiquer la forme de ces molécules

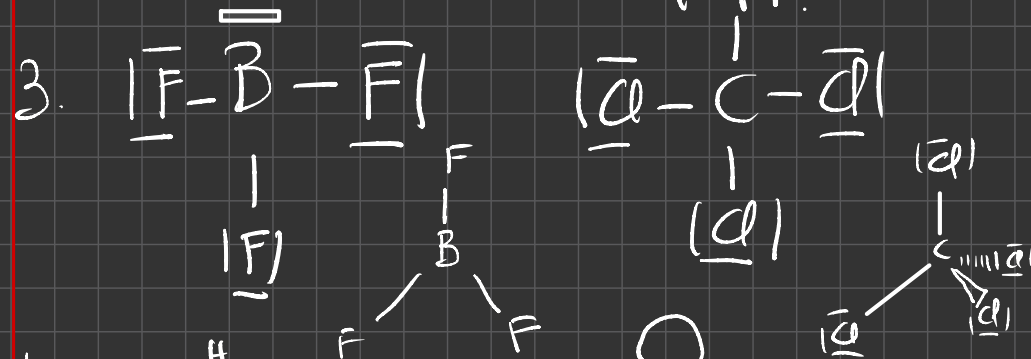
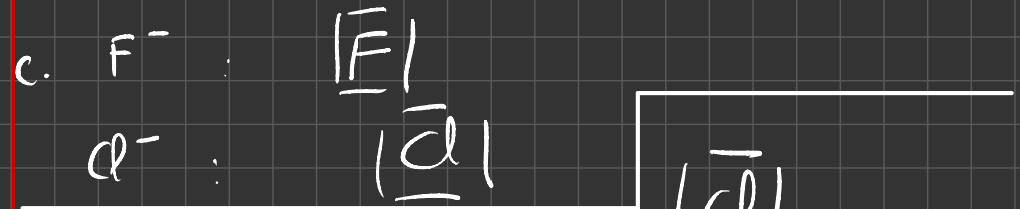
4. Donner les représentation de Lewis de la molécule de phosphane  $PH_3$

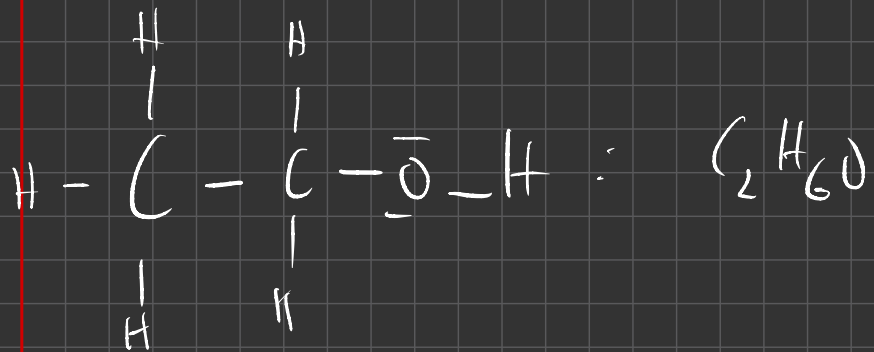
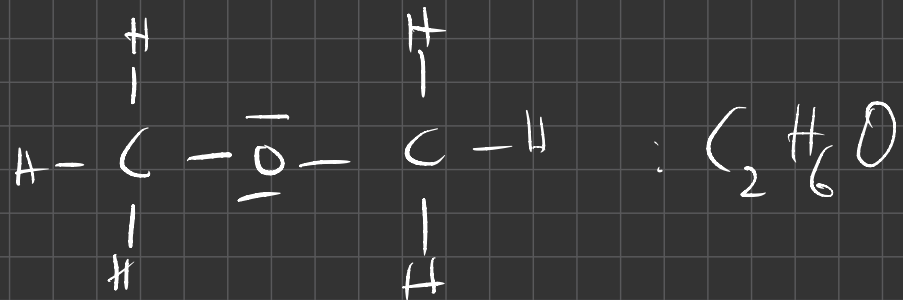


b. Ces deux atomes ont le même nombre d'e<sup>-</sup> sur leur couche externe: 3.



b. Ils ont le même nombre d'e<sup>-</sup> de valence.





# De la structure à la polarité d'une entité – Fiche de cours

## 1. Composition d'un atome

Un atome est constitué d'un noyau chargé positivement entouré d'électrons chargés négativement :

- édifice de forme sphérique et électriquement neutre (la charge du noyau compense la charge des électrons)
- essentiellement constitué de vide

Un l'atome est représenté par son nucléotide :



- A : nombre de nucléons (protons + neutrons)
- Z : nombre de protons (ou d'électrons)

## 2. Répartition des électrons autour d'un noyau

### a. Sous-couches électroniques

Les Z électrons d'un atome se répartissent en couche n par énergie croissante en s'éloignant du noyau

Les couches peuvent accueillir 2 ou 8 électrons et sont composées d'une ou plusieurs sous-couches notées s ou p

- la sous-couche s contient au maximum 2 électrons
- la sous-couche p contient au maximum 6 électrons

### b. Configuration électronique

La configuration électronique d'un atome X à l'état fondamental décrit la répartition des électrons

La configuration électronique est notée  $[X]$

### c. Electrons de valence

Les électrons de la dernière couche sont appelés électrons de valence

## 3. Représentation de Lewis d'une molécule

### a. Classification périodique

Les éléments sont rangés par numéro atomique croissant

- les lignes correspondent aux périodes (éléments ayant le même nombre de couches n)
- les colonnes correspondent aux groupes ou familles d'éléments chimiques (même nombre d'électrons de valence)

Les éléments appartenant à une même colonne ont les mêmes propriétés chimiques identiques

### b. Stabilité des éléments

Les gaz nobles (18ième colonne) sont des éléments stables

Les éléments (autres que les gaz nobles) vont chercher à gagner de la stabilité pour que le nombre d'électrons de valence soit égale à 2 ou 8 :

- en créant des liaisons covalentes avec d'autres atomes
- en se transformant en ion

### c. Schéma de Lewis

#### - atome ou molécule

On représente l'atome (ou les atomes constituant une molécule) ainsi que les électrons de valence (qui se répartissent en doublets liants ou non liants)

#### - ion

On représente l'atome (ou la molécule) associé à l'ion, les électrons de valences ainsi que la charge portée (cation ou anion)

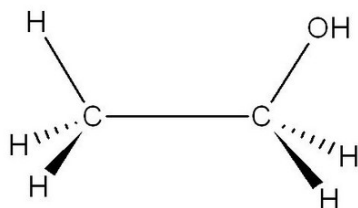
### d. Lacune électronique

Une lacune électronique est un doublet d'électron manquant autour d'un atome (caractère acide)

## 4. Géométrie des molécules simples

### a. Représentation dans l'espace

La représentation de Cram permet de tenir compte de la géométrie des molécules dans l'espace



Na Cl

### b. Influence des doubles liants et non liants

Les doublets liants et non liants autour d'un atome adoptent des positions qui leur permettent d'être éloignés au maximum les uns des autres.

Les différentes formes géométriques de molécules sont indiquées en annexe

## 5. Les molécules polaires

### a. Électronégativité des atomes

L'électronégativité  $\chi$  d'un atome est une grandeur qui mesure sa capacité à attirer les électrons des liaisons

$\chi(A) - \chi(B) \leq 0,4$

H																	B	C	N	O	F
2.20																	2.04	2.55	3.04	3.44	3.98
Li	Be															Al	Si	P	S	Cl	
0.98	1.57															1.61	1.90	2.19	2.58	3.16	
Na	Mg	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br			
0.93	1.31	0.82	1.00	1.36	1.54	1.63	1.66	1.55	1.83	1.88	1.91	1.90	1.65	1.81	2.01	2.18	2.55	2.96			
		Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I			
		0.82	0.95	1.22	1.33	1.6	2.16	1.9	2.2	2.28	2.20	1.93	1.69	1.78	1.96	2.05	2.1	2.66			
Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At					
0.79	0.89		1.3	1.5	2.36	1.9	2.2	2.20	2.28	2.54	2.00	1.62	2.33	2.02	2.0	2.2					
Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus					
0.7	0.9																				
		* La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
		1.1	1.12	1.13	1.14	1.13	1.17	1.2	1.2	1.1	1.22	1.23	1.24	1.25	1.1	1.27					
		** Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr					
		1.1	1.3	1.5	1.38	1.36	1.28	1.13	1.28	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3					

### b. Liaison polarisée

On distingue 3 cas possibles selon la position des électrons dans la liaison :

- $\Delta \chi \leq 0,4$  liaison covalente dite apolaire
- $0,4 < \Delta \chi \leq 1,7$  liaison covalente dite polaire
- $\Delta \chi \geq 1,7$  liaison covalente impossible ; il se forme une liaison ionique (ou électrovalente)

### c. Molécule polaire

Une molécule est dite polaire lorsque le centre géométrique des charges partielles négatives est différent du centre géométrique des charges partielles positives.

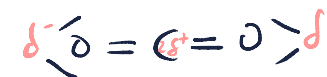
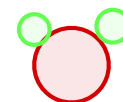
Na<sup>+</sup>

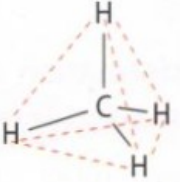
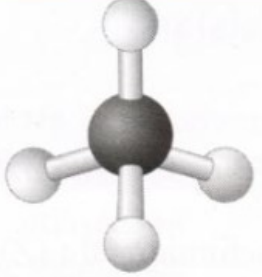
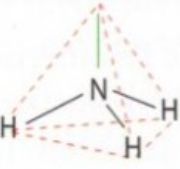
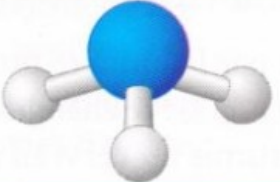
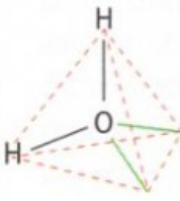

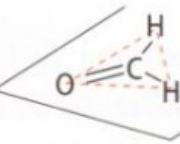
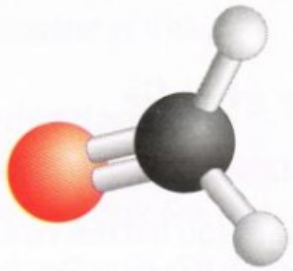
Cl<sup>-</sup>

C-H.

H<sub>2</sub>O:

H -  $\bar{O}$  - H



Molécule	Représentation de Lewis	Doublets de l'atome central	Répartition des doublets dans l'espace	Modèle spatial	Forme de la molécule
méthane CH <sub>4</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	4 liaisons simples			molécule tétraédrique
ammoniac NH <sub>3</sub>	$\begin{array}{c} \text{H}-\bar{\text{N}}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	3 liaisons simples 1 doublet non liant			molécule pyramidale
eau H <sub>2</sub> O	$\begin{array}{c} \text{H}-\bar{\text{O}}-\text{H} \end{array}$	2 liaisons simples 2 doublets non liants			molécule plane coudée
méthanal CH <sub>2</sub> O	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{C}=\text{O} \\   \\ \text{H} \end{array}$	1 double liaison 2 liaisons simples			molécule plane triangulaire

### ANNEXE – GEOMETRIE DES MOLECULES

# De la structure à la polarité d'une entité – Exercices – Devoirs

## Exercice 1 corrigé disponible

1. L'atome de bore et l'atome d'aluminium ont respectivement pour nombre de charge 5 et 13.

- Etablir leur structure électronique.
- Qu'y a-t-il de commun entre ces deux atomes ?
- Indiquer la représentation de Lewis des ions associés

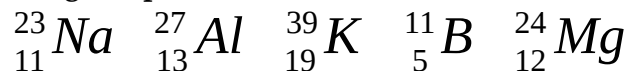
2. L'atome de fluor et l'atome de chlore ont respectivement pour nombre de charge 9 et 17.

- Etablir leur structure électronique.
- Qu'y a-t-il de commun entre ces deux atomes ?
- Indiquer la représentation de Lewis des ions associés

3. Donner les représentation de Lewis des molécules de trichlorure de bore  $BF_3$  et du tétrachlorure de méthane  $CCl_4$  ; indiquer la forme de ces molécules

4. Donner les représentation de Lewis de la molécule de phosphane  $PH_3$

## Exercice 2 corrigé disponible

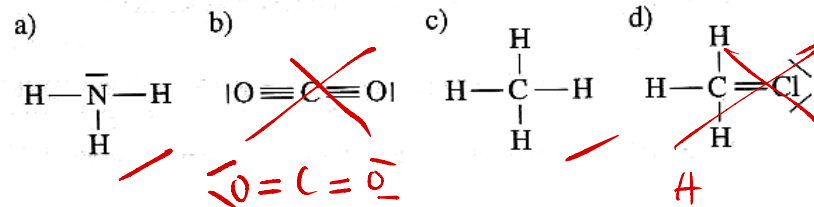


- Parmi les éléments représentés ci-dessus, 3 se situent sur la même ligne de la classification périodique, et deux groupes de 2 dans les mêmes colonnes. Regroupez les en justifiant brièvement votre choix.
- Donner la définition de la famille des Halogènes. Donner 3 exemples.
- Donner la définition de la famille des Gaz rares. Donner 3 exemples.
- Donner la définition de la famille des Alcalins. Donner 3 exemples.

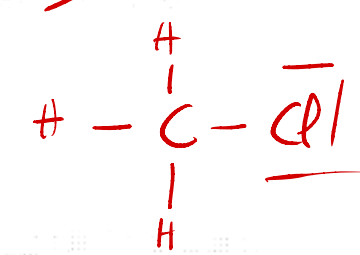
*SO<sub>2</sub><sup>2-</sup>  
Na<sup>+</sup>*

## Exercice 3 corrigé disponible

Identifier parmi les représentations de Lewis ci-dessous celles qui sont correctes :



Pour les formules incorrectes, les corriger.



## Exercice 4 corrigé disponible

1. Une liaison de covalence lie :

a. deux ions, **b. deux atomes**, c. plusieurs atomes.

2. Un anion est :

- un atome qui a gagné un ou plusieurs électrons**,
- une molécule qui a gagné un ou plusieurs électrons**,
- un atome qui a perdu un ou plusieurs électrons.

3. Deux isomères sont des molécules qui ont :

- mêmes représentations de Lewis,
- mêmes formules brutes**,
- une formule semi-développée différente**.

### Exercice 5 corrigé disponible

1. Le soufre suit l'oxygène dans la colonne de la classification : en déduire la valence du soufre ( $O : Z = 8$ ).
2. Le composé le plus simple que peut donner le soufre avec l'hydrogène est le sulfure d'hydrogène. Déterminer sa formule de Lewis.
3. En utilisant les analogies entre le soufre et l'oxygène, proposer une structure géométrique pour le sulfure d'hydrogène.

### Exercice 6 corrigé disponible

1. Quel est le nombre d'électrons de valence des atomes de phosphore P ( $Z=15$ ) et de chlore Cl ( $Z=17$ ). Dans quelles colonnes de la classification périodique ces atomes sont-ils situés ?
2. Donner la représentation de Lewis de la molécule de trichlorure de phosphore  $PCl_3$
3. Donner la représentation de Lewis de la molécule de trichlorure de phosphore  $PCl_3$

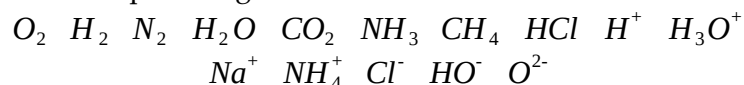
### Exercice 7 corrigé disponible

Représenter la formule de Lewis du borane  $BH_3$  et du bromure de méthyle magnésium  $Br - Mg - CH_3$  ; indiquer s'il y a des lacunes électroniques ; conclure quant à la nature chimique de ces molécules

### Exercice 8 corrigé disponible

Pour les molécules ou les ions suivants :

- Représenter la formule de Lewis
- Pour les molécules, indiquer si l'espèce chimique est polaire ou apolaire ainsi que leur géométrie



### Exercice 9 corrigé disponible

Les liaisons entre les atomes suivants ont-elles un caractère plutôt covalent ou plutôt ionique ?

C et H	H et O	Na et O	K et Cl	H et Cl	C et N
--------	--------	---------	---------	---------	--------

Données :

Électronégativité  $\chi$  dans l'échelle de Pauling

Atome	H	C	N	O	Na	Cl	K
$\chi$	2,2	2,6	3,0	3,4	0,93	3,2	0,82

### Exercice 10 corrigé disponible

Indiquer la géométrie des molécules suivantes :

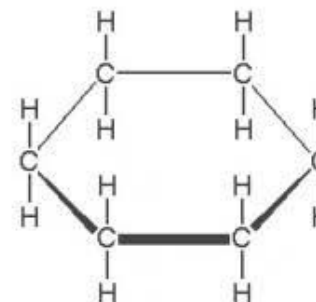


Ces molécules sont-elles polaires ou apolaires ?

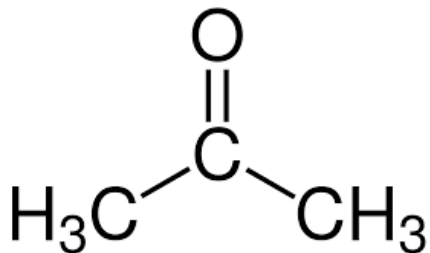
### Exercice 11 corrigé disponible

Dire si les molécules suivantes sont polaires ou apolaires :

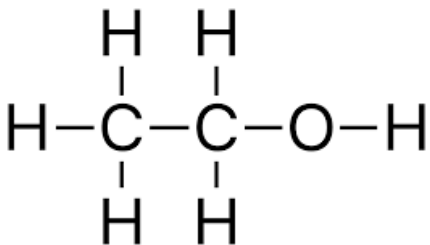
a. cyclohexane



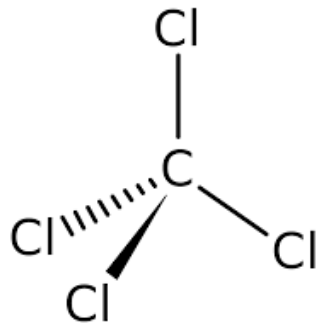
b. propanone (acétone)



c. éthanol



d. tétrachlorure de carbone



### Exercice 12

Le tableau-ci-dessous donne la valeur de l'électronégativité des éléments chimiques des trois premières lignes de la classification périodique.

H 2,2							He
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,2	Ar

a) Rappeler la définition de l'électronégativité.

b) A quelle condition une liaison entre deux atomes est polarisée ?

c) Donner la structure de Lewis des molécules suivantes en ajoutant des charges partielles  $+\delta$  et  $-\delta$  sur leurs atomes lorsqu'il y a des liaisons polarisées. En déduire le caractère polaire ou non de la molécule (On ne tiendra pas compte de la légère différence d'électronégativité entre les atomes d'hydrogène et de carbone).

Dioxyde de carbone (linéaire)	Méthane (tétraédrique)	Dioxyde de soufre (coudée)	Méthanol	Dichlorométhane (tétraédrique)
CO <sub>2</sub>	CH <sub>4</sub>	SO <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> -OH	CH <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>

**Formulaire et données :**

M(O) = 16,0 g.mol<sup>-1</sup> ; M(N) = 14,0 g.mol<sup>-1</sup> ; M(Mg) = 24,3 g.mol<sup>-1</sup> ;  $c = n/V$  ;  $n = m/M$ .

### Exercice 13

On considère les molécules suivantes : diiode : I<sub>2</sub> ; fluorure d'hydrogène : HF et sulfure d'hydrogène SH<sub>2</sub> (molécule coudée).

1°) A quelle condition une liaison covalente entre deux atomes est-elle polarisée ?

2°) Donner la structure de Lewis de ces molécules en ajoutant des charges partielles  $+\delta$  et  $-\delta$  sur leurs atomes lorsqu'il y a des liaisons polarisées. En déduire le caractère polaire ou non de la molécule.

3°) Le diiode est-il soluble dans l'eau ? Justifier.

4°) Pourquoi les éléments de la dernière colonne n'ont-ils pas de valeur d'électronégativité ?

Donnée : électronégativité des éléments des 3 premières lignes de la classification

H 2,2							He
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,2	Ar