

**Exercice 1. Configuration électronique des éléments et classification périodique (4 points)**

1) Atome de phosphore

a) Ecrire la configuration électronique de l'atome de phosphore.



b) Combien cet élément contient-il d'électrons de cœur et d'électrons de valence ?

10 électrons de cœur, 5 électrons de valence

c) Représenter l'occupation des orbitales atomiques de valence en utilisant le formalisme des cases quantiques.



2) Élément A

a) Un élément A appartient à la troisième période de la classification périodique présente un seul électron célibataire dans sa couche électronique de valence. Identifier les différents éléments répondant à ces deux critères, et donner leur configuration électronique.

Trois éléments de la 3<sup>ème</sup> période possèdent un seul électron célibataire :



b) En solution, l'élément A tend à former des anions A<sup>-</sup>. Identifier l'élément, et donner sa famille chimique.

Parmi les trois éléments identifiés à la question précédente, seul Cl forme des anions de type Cl<sup>-</sup>. Il appartient à la famille des halogènes.

3) Élément B

a) L'élément B a pour numéro atomique Z = 42. Ecrire sa configuration électronique.

L'élément B se trouve dans la colonne du chrome. Sa configuration électronique constitue une exception à la règle de Klechkowski. Sa configuration électronique est :



b) Donner la configuration électronique de la couche de valence des deux éléments qui l'encadrent dans la classification périodique.

Elément précédent ( $Z = 41$ ) :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^3$

Elément suivant ( $Z = 43$ ) :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^5$

### Exercice 2. Fluorures d'iode (6 points)

1) Ecrire la configuration électronique de valence du fluor et de l'iode ( $Z = 53$ )

F :  $1s^2 2s^2 2p^5$

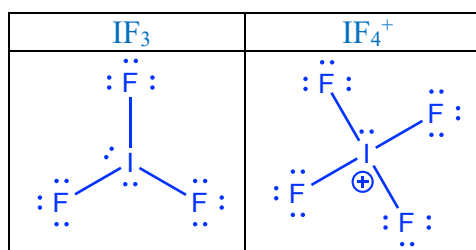
Configuration électronique de valence:  $2s^2 2p^5$

I :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$

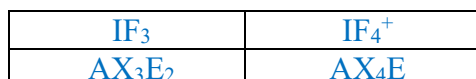
Configuration électronique de valence :  $5s^2 5p^5$

2) On considère la molécule  $IF_3$  et l'ion  $IF_4^+$ . Pour chacune de ces espèces :

(a) Schématiser la structure de Lewis

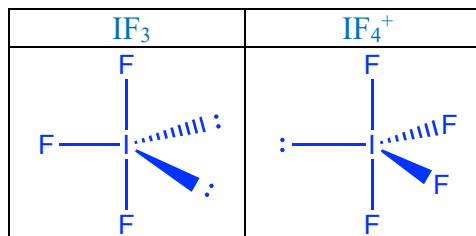


(b) Donner l'environnement électronique de l'atome central dans la nomenclature VSEPR

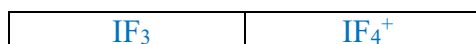


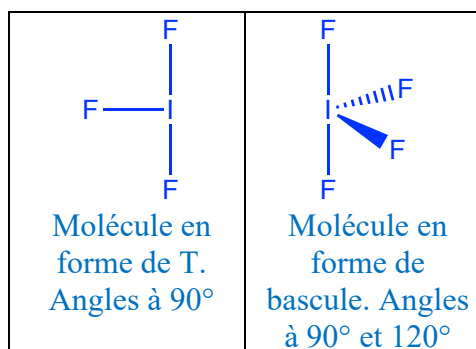
(c) Schématiser et nommer la figure de répulsion, en justifiant si nécessaire la position du (des) doublet(s) non liant(s) sur l'atome central

La figure de répulsion des deux molécules est une bipyramide trigonale. Les doublets non liants occupent des positions équatoriales pour minimiser la répulsion électrostatique.



(d) Donner la géométrie moléculaire, en précisant la valeur des angles de liaison





(e) Donner l'état d'hybridation de l'iode

$\text{IF}_3$	$\text{IF}_4^+$
$sp^3d$	$sp^3d$

(f) Donner le degré d'oxydation de l'iode

$\text{IF}_3$	$\text{IF}_4^+$
DO(F) = -I DO(I) = +III	DO(F) = -I DO(I) = +V

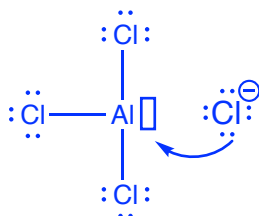
### Exercice 3. Formation du tétrachloroaluminate (2 points)

On considère la réaction ci-dessous :



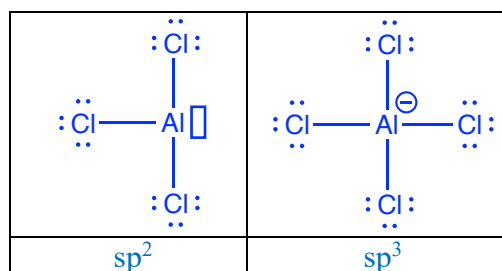
1) Donner le type de liaison covalente formée au cours de cette réaction. Etablir un schéma pour expliquer la formation de ce type de liaison.

La liaison covalente formée au cours de cette réaction est une liaison *dativ*, ou liaison *de coordinence*. Les deux électrons constituant la liaison sont apportés par le même atome, ici le chlore. L'établissement de cette liaison est possible car l'aluminium possède une orbitale 3p vacante dans sa couche de valence (symbolisée par la case vide dans le schéma de Lewis).



2) Schématiser les structures de Lewis de  $\text{AlCl}_3$  et  $\text{AlCl}_4^-$  et donner l'état d'hybridation de l'atome d'aluminium dans ces deux espèces.

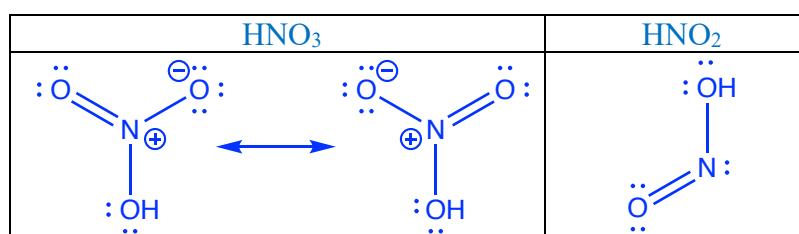
$\text{AlCl}_3$	$\text{AlCl}_4^-$
-----------------	-------------------



#### Exercice 4. Acides nitreux et nitrique (4 points)

On considère l'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  et l'acide nitreux  $\text{HNO}_2$ . Dans les deux molécules, l'atome d'hydrogène est lié à un atome d'oxygène.

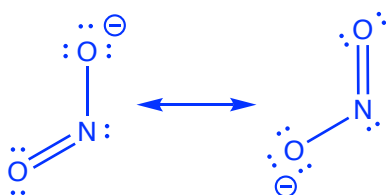
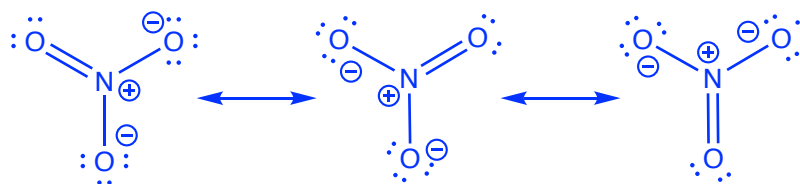
1) Schématiser les structures de Lewis des deux acides en faisant apparaître si besoin les doublets non liants, les charges formelles et les différentes formes mésomères.



2) Quel est l'état d'hybridation de l'atome N dans les deux acides ?

N est hybridé  $sp^2$  dans les deux acides.

3) On considère la réaction-base : Acide  $\rightarrow$  Base +  $\text{H}^+$ . Schématiser les structures de Lewis des bases associées aux acides nitrique et nitreux.

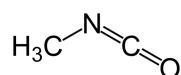


4) Les longueurs des liaisons N—O sont légèrement plus longues dans l'anion  $\text{NO}_3^-$  que dans l'anion  $\text{NO}_2^-$ . Proposer une explication.

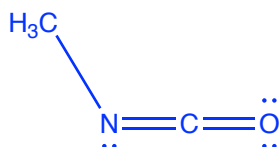
La structure de Lewis de l'ion  $\text{NO}_3^-$  fait intervenir 3 formes limites équiprobables. Une liaison N-O donnée est double dans une forme limite, et simple dans deux formes limites. Elle a donc un caractère  $2/3$  simple et  $1/3$  double. La structure de Lewis de l'ion  $\text{NO}_2^-$  fait intervenir 2 formes limites équiprobables. Une liaison N-O donnée est double dans une forme limite et simple dans l'autre. Elle a donc un caractère  $1/2$  simple et  $1/2$  double. Sachant qu'une liaison simple est plus longue qu'une liaison double, les liaisons N-O dans l'anion  $\text{NO}_3^-$  sont donc légèrement plus longues que dans l'anion  $\text{NO}_2^-$ .

### Exercice 5. Isocyanate de méthyle (4 points)

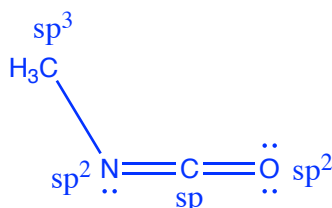
On considère la molécule schématisée ci-dessous :



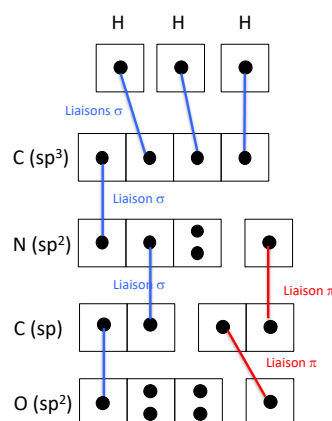
1) Compléter le schéma ci-dessous en ajoutant les doublets non liants éventuels.



2) Donner l'état d'hybridation de chacun des atomes de la molécule.



3) En utilisant le formalisme des cases quantiques, schématiser la formation des liaisons dans cette molécule.



4) Représenter schématiquement les orbitales atomiques hybridées et les orbitales non hybridées. Distinguer sur le schéma les liaisons de type  $\sigma$  et de type  $\pi$ .

