

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^{ème} période possèdent un seul électron célibataire :



b) En solution, l'élément A tend à former des anions A⁻. 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⁻. 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 : $1s^2 2s^2 2p^5$

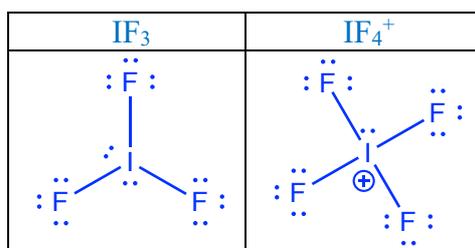
Configuration électronique de valence: $2s^2 2p^5$

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

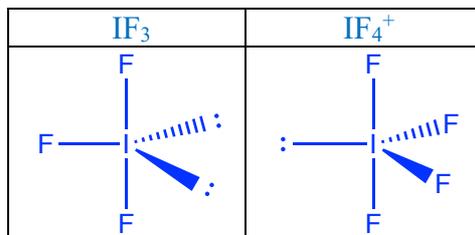


(b) Donner l'environnement électronique de l'atome central dans la nomenclature VSEPR

IF_3	IF_4^+
AX_3E_2	AX_4E

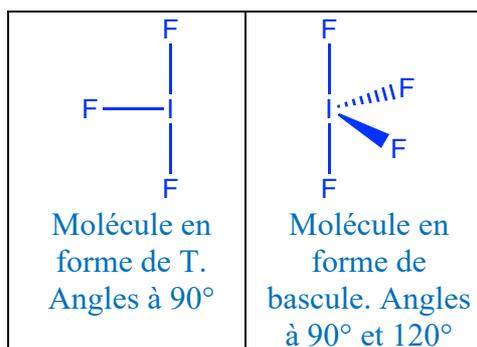
(c) Schématiser et nommer la figure de répulsion, en justifiant si nécessaire la position du (des) doublet(s) non liant(s) sur l'atome central

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

IF_3	IF_4^+
--------	----------



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

IF_3	IF_4^+
sp^3d	sp^3d

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

IF_3	IF_4^+
DO(F) = -I DO(I) = +III	DO(F) = -I DO(I) = +V

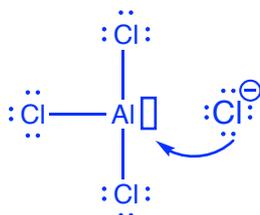
Exercice 3. Formation du tétrachloroaluminate (2 points)

On considère la réaction ci-dessous :



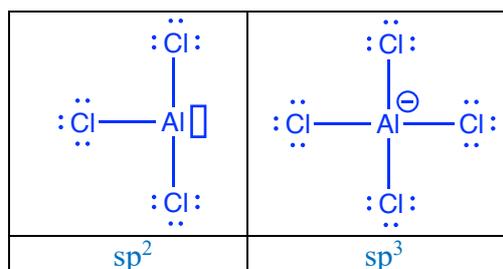
1) Donner le type de liaison covalente formée au cours de cette réaction. Etablir un schéma pour expliquer la formation de ce type de liaison.

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 AlCl_3 et AlCl_4^- et donner l'état d'hybridation de l'atome d'aluminium dans ces deux espèces.

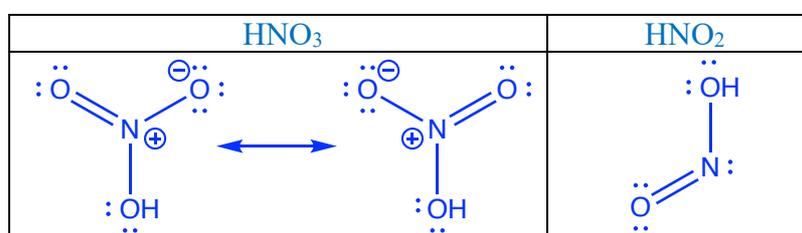
AlCl_3	AlCl_4^-
-----------------	-------------------



Exercice 4. Acides nitreux et nitrique (4 points)

On considère l'acide nitrique HNO_3 et l'acide nitreux HNO_2 . Dans les deux molécules, l'atome d'hydrogène est lié à un atome d'oxygène.

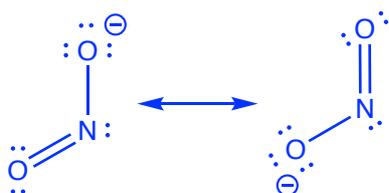
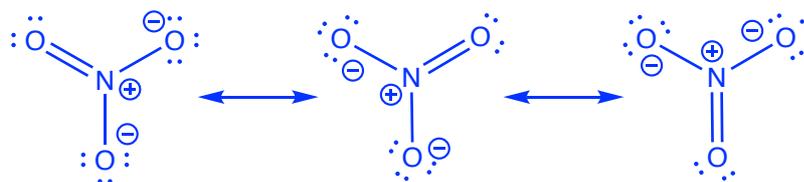
1) Schématiser les structures de Lewis des deux acides en faisant apparaître si besoin les doublets non liants, les charges formelles et les différentes formes mésomères.



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 + H^+ . Schématiser les structures de Lewis des bases associées aux acides nitrique et nitreux.

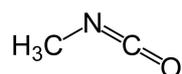


4) Les longueurs des liaisons N—O sont légèrement plus longues dans l'anion NO_3^- que dans l'anion NO_2^- . Proposer une explication.

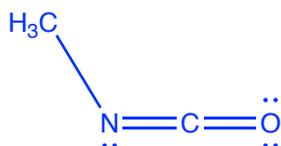
La structure de Lewis de l'ion NO_3^- fait intervenir 3 formes limites équiprobables. Une liaison N-O donnée est double dans une forme limite, et simple dans deux formes limites. Elle a donc un caractère $2/3$ simple et $1/3$ double. La structure de Lewis de l'ion NO_2^- fait intervenir 2 formes limites 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 NO_3^- sont donc légèrement plus longues que dans l'anion NO_2^- .

Exercice 5. Isocyanate de méthyle (4 points)

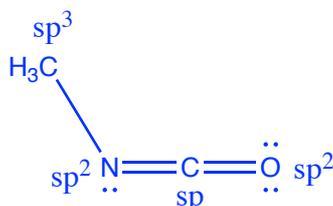
On considère la molécule schématisée ci-dessous :



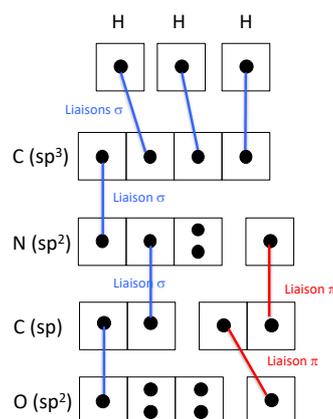
1) Compléter le schéma ci-dessous en ajoutant les doublets non liants éventuels.



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 σ et de type π .

