

Exercices**Exercice n°1**

Donner la configuration électronique des atomes suivants , en déduire les électrons de valence.

Atome	Numéro atomique Z	Configuration électronique	Électrons de valence
H	1		
He	2		
C	6		
N	7		
O	8		
F	9		
Ne	10		
S	16		
Cl	17		
Ar	18		
B	5		
K	19		
Mg	12		
Al	13		
Si	14		
P	15		

Exercice n°2

Déterminer les structures de Lewis des molécules suivantes.

Difluor : F_2 ;
Dioxygène : O_2 ;
Diazote : N_2 ;
Acide fluorhydrique : HF ;
Eau : H_2O ;
Sulfure d'hydrogène : H_2S ;
Dioxyde de carbone : CO_2 ;
Acide cyanhydrique : HCN ;
Méthanol : CH_3OH ;
Ozone (pas de cycle) : O_3 ;
Ammoniac : NH_3 ;
Méthane : CH_4 ;
Acide formique : HCOOH ;
Monoxyde d'azote : NO ;
Monoxyde de carbone : CO ;
Tétrachlorométhane : CCl_4 ;
Phosgène : Cl_2O ;
Ethyne (acétylène) : C_2H_2 ;
Protoxyde d'azote : N_2O (N est au centre);
Hydroxylamine : NH_2OH .

Déterminer les structures de Lewis des ions suivants.

Ion oxonium : H_3O^+ ;
Ion hydroxyde : HO^- ;
Ion peroxyde : O_2^{2-} ;
Ion cyanure : CN^- ;
Ion sulfonium : H_3S^+ ;
Ion carbonate : CO_3^{2-} ;
Ion ammonium : NH_4^+ ;
Ion hydrazinium : $N_2H_5^+$;
Ion tétrahydruroborate : BH_4^- ;
Ion phosphonium : PH_4^+ .

Moment dipolaire

Grandeur vectorielle traduisant la polarisation d'une liaison A – B, orientée du pôle – vers le pôle +, et de norme $\|\vec{p}\| = q \cdot d_{AB}$ (avec q = charge électrique transférée et d_{AB} la distance inter-nucléaire).

$$\begin{array}{c} +q \\ \text{A} \end{array} \xrightarrow{\vec{p}} \begin{array}{c} -q \\ \text{B} \end{array} \quad \vec{p} = q \cdot \vec{BA} \quad \text{avec } q = \delta e \text{ et } 0 < \delta < 1$$

Le caractère ionique, ou pourcentage ionique I_{AB} , d'une liaison A – B dépend du moment dipolaire expérimental p_{exp} et du moment dipolaire théorique p_{th} , moment dipolaire obtenu dans le cadre d'une liaison purement ionique.

$$\%_{\text{ionique}} = I_{AB} = \frac{100 \times p_{\text{exp}}}{p_{\text{ionique}}} = \frac{100 \times p_{\text{exp}}}{e \times d} \quad \text{avec } e : \text{ charge élémentaire : } e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C.}$$

Le moment dipolaire est noté p ou μ .

Exercice n°3

Préciser la direction et le sens du moment dipolaire de chacun des édifices chimiques suivants. Pour schématiser la géométrie de la molécule, seuls les doublets liants ont été représentés (représentation de Cram), en omettant les éventuels doublets non liants et lacunes électroniques.

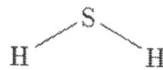
Données : électronégativités dans l'échelle de Pauling.

Élément	H	C	N	O	F	S	Cl
χ	2,2	2,6	3	3,4	4,0	2,6	3,2

1 - OCS



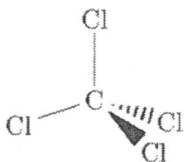
2 - H₂S



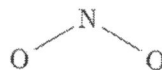
3 - NO₂⁺



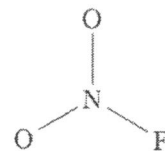
4 - CCl₄



5 - NO₂⁻



6 - NO₂F



Exercice n°4

1. Etablir la représentation de Lewis de la molécule de chlorure d'hydrogène HCl.
2. L'électronégativité du chlore vaut $\chi(\text{Cl}) = 3,16$ et celle de l'hydrogène vaut $\chi(\text{H}) = 2,20$. Que peut-on en déduire sur la polarisation de la liaison H — Cl?
3. La mesure expérimentale du moment dipolaire du chlorure d'hydrogène, molécule gazeuse dans laquelle la distance interatomique est de 127,4 pm, conduit à $p_{\text{exp}} = 1,07 \text{ D}$. Calculer son moment dipolaire théorique en supposant la liaison purement ionique. En déduire le pourcentage ionique de la liaison H — Cl.
Donnée : 1 Debye (D) = $3,33564 \times 10^{-30} \text{ C.m}$ (unité SI)

Exercice n°5

Le moment dipolaire de la molécule H₂S est $p = 0,978 \text{ D}$.

L'angle entre les deux liaisons S-H vaut 92,12°.

1. Calculer le moment dipolaire de chacune des liaisons S-H.
2. Calculer le pourcentage ionique de cette liaison connaissant sa longueur : $d = 133,56 \text{ pm}$.

La pollution

Répondre brièvement à chacune des questions suivantes.

1. Quels sont les causes et les effets du trou d'ozone ?
2. Quelles sont les solutions au problème des pluies acides ?
3. Quelles substances chimiques, contenues dans les engrais, sont nuisibles ? Pourquoi le sont-elles ?

ORAL banque PT

- 1 - Donner la structure électronique du magnésium dans son état fondamental ($Z = 12$). Combien compte-il d'électrons non-appariés ?
- 2 - En déduire sa position dans le tableau périodique des éléments (colonne, période).
- 3 - Représenter qualitativement son diagramme énergétique.
- 4 - Donner la structure électronique des ions Mg^+ et Mg^{2+} dans leurs états fondamentaux.
- 5 - Commenter l'électronégativité du magnésium. S'agit-il plutôt d'un oxydant ou d'un réducteur ?

ORAL CCP

Dans la classification périodique des éléments, le soufre se situe dans la **quatrième colonne du bloc p** et dans la **troisième période**.

- 1 - Quelle est la configuration électronique fondamentale de l'atome de soufre ? En déduire son numéro atomique.
- 2 - Quelles sont les sous-couches qui correspondent aux **électrons de valence de l'élément soufre** à l'état fondamental ?
- 3 - Comparer l'électronégativité du soufre à celles du lithium, du chlore et de l'oxygène.
- 4 - Quels sont les ions monoatomiques les plus chargés du soufre ? Quels sont les plus fréquents ?