

C3 : STRUCTURE DES ENTITÉS CHIMIQUES

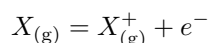
Exercice 1 : Le brome

Le brome est un atome de numéro atomique $Z = 35$ et de nombre de masse $A = 80$.

1. Donner la composition d'un atome de brome.
2. Déterminer la configuration électronique du brome dans son état fondamental. Indiquer les électrons de cœur et les électrons de valence.
3. Donner sa position dans la classification périodique. À quelle famille appartient-il ?
4. Quel ion monoatomique va-t-il former ?

Exercice 2 : Notion de famille

1. Donner la configuration électronique du lithium ($Z = 3$), du sodium ($Z = 11$), du potassium ($Z = 19$) et du rubidium ($Z = 37$). Montrer que ces éléments appartiennent à une même famille. Nommer cette famille.
2. On appelle énergie de première ionisation et on note E_i l'énergie nécessaire pour arracher un électron d'un atome, selon le processus d'équation :



Élément	Li	Na	K	Rb
E_i (kJ · mol ⁻¹)	520	496	419	403

On donne $1 \text{ eV} = 1,602 \times 10^{-19} \text{ J}$ et $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

- (a) Exprimer l'énergie de première ionisation d'un atome de lithium en eV.
 - (b) Expliquer qualitativement l'évolution des énergies de première ionisation au sein de la famille.
3. Le césium Cs appartient à la même famille et est situé sur la sixième ligne de la classification périodique. En déduire sa configuration électronique et son numéro atomique.

Exercice 3 : Composés homonucléaires de l'oxygène

1. Donner les configurations électroniques des ions O^- et O^{2-} , en déduire leur représentation de Lewis.
2. En déduire la formule de Lewis du dioxygène O_2 et de l'ion peroxyde O_2^{2-} .
3. Proposer une structure de Lewis du peroxyde d'hydrogène (ou eau oxygénée) H_2O_2 .

Exercice 4 : Formules de Lewis

1. Rappeler la règle du duet et de l'octet.
2. Donner les représentation de Lewis des molécules suivantes :

a) CO_2	b) CO_3^{2-}	c) NO_3^-	d) NO_2^-
e) NO_2^+	f) H_3O^+	g) C_2H_6	h) C_2H_4
i) C_2H_2	j) CH_3NH_2	k) H_2CO	l) C_6H_6 (cycle)
m) CCl_4	n) $SiHCl_3$	o) PCl_3	p) H_3S^+
q) HCl	r) $COCl_2$	s) BH_4^-	t) BH_3 (exception à l'octet)

Exercice 5 : Polarisation d'une liaison

On étudie les molécules de la série des halogénures d'hydrogène $H - X$. On donne $1 \text{ D} = 3,33 \times 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$.

Liaison	H – F	H – Cl	H – Br	H – I
Longueur de liaison (pm)	92	127	142	161
Énergie de liaison (kJ · mol ⁻¹)	566	431	366	298
Norme du moment dipolaire (D)	1,83	1,11	0,83	0,45

1. Expliquer les variations observées de la longueur de liaison et du moment dipolaire.
2. Représenter le moment dipolaire associé à ces molécules.
3. Calculer le pourcentage d'ionicté δ associés à chacune de ces molécules.

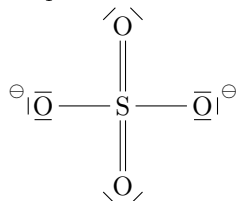
Exercice 6 : Entités chimiques formées par une même famille chimique

Les éléments de la 16^{ème} colonne de la classification périodique constituent la famille des chalcogènes, qui comprend l'oxygène O, le soufre S, le sélénium Se, le tellure Te. On remarque un certain nombre de similarités dans les entités chimiques que forment ces éléments.

1. Rappeler pour quelle raison on observe des similarités de propriétés chimiques entre éléments d'une même famille chimique.
2. Donner la configuration électronique de valence d'un élément quelconque de la famille des chalcogènes.

Les chalcogènes se lient avec deux atomes d'hydrogène pour former des molécules du type H_2X , où X est l'élément chalcogène.

3. Donner le schéma de Lewis de H_2X . Donner la formule des molécules correspondantes pour chaque élément de cette famille.
4. Toutes les molécules H_2X présentent un caractère acide et peuvent former l'anion HX^- . Donner le schéma de Lewis de HX^- .
5. On constate également l'existence de l'anion SO_4^{2-} :



observé aussi avec Se et Te en atome central.

- (a) Que peut-on dire de l'élément soufre ?
- (b) L'oxygène ne parvient pas à former un tel anion. Pour quelle raison ?

Exercice 7 : Géométrie des molécules

La géométrie des molécules peut être prédite à partir du schéma de Lewis d'une molécule grâce à la théorie de Gillespie (1958), dite aussi théorie VSEPR. Celle-ci prévoit plusieurs types de géométries possibles en fonction du nombre de liaisons et de doublets non liants entourant chaque atome dans la molécule.

On donne quelques valeurs d'électronégativité de Pauling : $\chi_H = 2,20$, $\chi_C = 2,55$, $\chi_N = 3,04$, $\chi_O = 3,44$ et $\chi_S = 2,58$.

1. Une première configuration possible est la molécule linéaire : trois atomes sont alignés sur un même axe et l'atome central ne présente aucun doublet non liant. CO_2 et HCN sont des exemples de molécule linéaire.
 - (a) Donner le schéma de Lewis de ces molécules.
 - (b) Déterminer si elles sont polaires ou apolaires.
2. Une seconde configuration possible est la molécule coudée : trois atomes forment un angle différent de 180° , lorsque l'atome central possède au moins un doublet non liant. H_2S ou H_2O sont des molécules coudées.
 - (a) Donner le schéma de Lewis de H_2S .
 - (b) Exprimer le moment dipolaire de cette molécule à partir du moment dipolaire μ_{SH} d'une liaison S – H et de l'angle $\alpha = \widehat{HSH}$. Sachant que le moment dipolaire de H_2S vaut 0,98 D et que $\mu_{SH} = 0,71$ D, déterminer α .
 - (c) Connaissant la longueur de liaison $a = 133,6$ pm de S – H, déterminer les charges partielles de H et S.
3. Une troisième configuration est la géométrie triangulaire. Un atome central forme trois liaisons avec des atomes périphériques, les quatre atomes se situant dans un même plan, les trois atomes périphériques se situent aux sommets d'un triangle. BH_3 et CH_3^+ sont des molécules de géométrie triangulaire. Cette configuration n'est rencontrée que lorsque l'atome central ne possède aucun doublet non liant.
 - (a) Donner le schéma de Lewis de ces molécules.
 - (b) Déterminer si elles sont polaires ou apolaires.

Données : $1\text{ D} = 3,33 \times 10^{-30}\text{ C} \cdot \text{m}$, $e = 1,602 \times 10^{-19}\text{ C}$.