



Tutorat Lyon Est

Année Universitaire 2023 – 2024

Unité d'Enseignement Spécialité Pharmacie

Annales classées corrigées : liaisons chimiques, modèle de
Lewis et VSEPR

Correction détaillée

Correction rapide

<u>Questions</u>	<u>Réponses</u>
Annale 2022-2023 Examen terminal	
4	ACE
Annale 2021-2022 Examen terminal	
5	C
6	B
7	ADE
8	AB

Question 4 – Concernant la molécule BrO et l’anion BrO⁻, quelle(s) est(sont) la (les) proposition(s) exacte(s) : ACE

L'électronégativité de 8O est de 3,44 et l'électronégativité de 35Br est de 2,96.

- A. La structure de Lewis la plus probable de BrO présente un électron célibataire sur Br.
- B. La structure de Lewis la plus probable de BrO présente une double liaison.
- C. La molécule BrO est une espèce radicalaire.
- D. L’anion BrO⁻ possède une géométrie de répulsion linéaire.
- E. L’anion BrO⁻ possède une géométrie moléculaire linéaire.

A VRAI Pour que le Br soit entouré de 7 électrons et que O soit entouré de 6 électrons.

B FAUX cf item A.

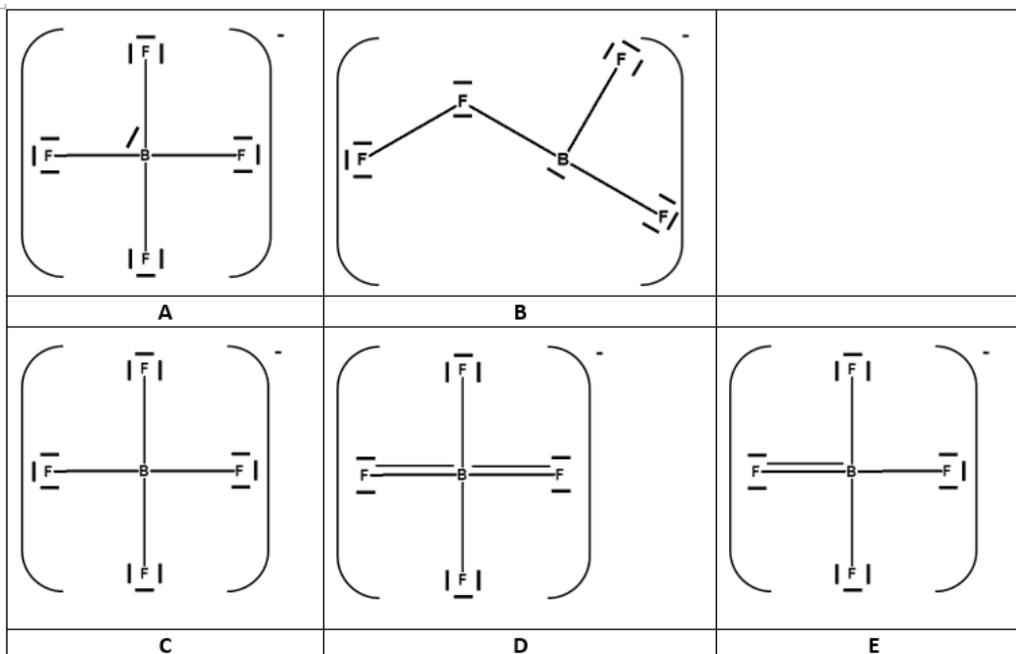
C VRAI C'est une espèce radicalaire car elle présente un électron célibataire sur Br (cf item A).

D FAUX On parle de géométrie moléculaire et non de répulsion.

E VRAI, car il n'y a deux atomes, sa géométrie est donc forcément linéaire.

Question 5 (question à réponse unique)

On considère la molécule BF_4^- . On donne ${}_5\text{B}$ et ${}_9\text{F}$. Parmi les structures ci-dessous, laquelle correspond à la structure de Lewis la plus probable ?



- A. La structure A.
- B. La structure B.
- C. La structure C.
- D. La structure D.
- E. La structure E.

Pour résoudre cet exercice, il y a une méthodologie à avoir :

Étape 1 : calculer le nombre total d'électrons de valence

Pour cela, on écrit la configuration électronique des atomes de la molécule.

Pour les fluors, $Z = 9$ donc les atomes de fluor possèdent 9 électrons. On aura donc la configuration suivante : $1s^2 \mathbf{2s^2 2p^5}$. Chaque atome de fluor de cette molécule aura donc 7 électrons de valence, donc un total de **28 électrons de valence**.

Pour le bore, $Z = 5$ donc les atomes de bore possèdent 5 électrons. On aura donc la configuration électronique suivante : $1s^2 \mathbf{2s^2 2p^1}$. Donc l'atome de bore a **3 électrons de valence**.

Attention, ici il s'agit de la molécule BF_4^- . Donc il faut rajouter **1 électron** au total des électrons de valence.

Au total, il y a **32 électrons de valence**.

Étape 2 : calcul du nombre de paires d'électrons.

Comme on a 31 électrons de valence, on aura $32/2 = 16$ paires d'électrons, et un électron célibataire qui donnera une charge négative à la molécule.

On peut donc déjà éliminer la structure A, qui a 17 doublets d'électrons → **A FAUX**.

Étape 3 : on détermine l'atome central et on place les autres atomes autour.

L'atome central est celui possédant l'électronégativité la plus faible. Ici, il s'agira du Bore.

Étape 4 : placer un doublet électronique entre l'atome central et chaque atome périphérique.

Ici, on a 4 atomes périphériques, donc après avoir placé nos doublets il nous en reste **12** à placer.

Étape 5 : placer les doublets restants de manière à respecter la règle de l'octet.

On vérifie également que les halogènes terminaux (ici les fluors) ne sont liés à l'atome central que par une liaison simple → on élimine les propositions D et E car elles comportent des fluors doublement liés au bore. Donc **D E FAUX**.

Les propositions B et C, les deux restantes, respectent toutes deux la règle de l'octet.

Étape 6 : calcul de la charge formelle pour chaque atome, puis la somme en valeur absolue.

Voici la formule de la charge formelle : $q = v - e - d$

Avec :

- v : nombre d'électrons de valence de l'atome isolé ;
- e : nombre d'électrons de l'atome participant aux liaisons selon Lewis ;
- d : nombre d'électrons dans les doublets non liants (libres).

Il faut la calculer pour chaque atome.

Pour la proposition B :

- Les fluors : $q = 7 - 2/2 - 6 = 0$
- Le bore : $q = 3 - 3 - 2 = -2$

Donc la charge formelle en valeur absolue pour la proposition B vaut 2.

Pour la proposition C :

- Les fluors : $q = 7 - 1 - 6 = 0$
- Le bore : $q = 3 - 4 = -1$

Donc la charge formelle en valeur absolue pour la proposition C vaut -1.

Pour choisir la structure la plus probable, on prend celle de charge formelle la plus proche de 0. Ici, il s'agit de la proposition C donc **C VRAI** et **B FAUX**.

Question 6

Concernant la molécule BF_4^- . On donne χ_B et χ_F . Quelle est (sont) la (les) proposition(s) exacte(s) :

- Le bore est hypovalent.
- La charge formelle de chaque atome de fluor est nulle.
- La charge formelle du bore est égale à +1.
- La charge formelle du bore est cohérente avec son électronégativité.

E. La molécule est plane.

A FAUX, le bore respecte la règle de l'octet dans cette molécule.

B VRAI, comme calculé dans la question précédente : $q_{\text{fluor}} = 7 - 2/2 - 6 = 0$.

C FAUX, comme calculé dans la question précédente : $q_{\text{bore}} = 3 - 4 = -1$

D FAUX, le bore est un atome moins électronégatif que le fluor. Ainsi, sa charge formelle est supposée être moins importante (en valeur absolue) que celle du fluor, ce qui n'est pas le cas ici.

E FAUX, voir correction de la question 7.

Question 7

Concernant la molécule BF_4^- . On donne ${}_5\text{B}$ et ${}_9\text{F}$. Quelle est (sont) la (les) proposition(s) exacte(s) :

- A. Sa structure VSEPR est de type AX_4 .
- B. Sa structure VSEPR est de type AX_3E_1 .
- C. Les angles FBF valent 120° .
- D. Les angles FBF valent $109,5^\circ$.
- E. Sa géométrie de répulsion est tétraédrique.

A VRAI, la structure VSEPR se détermine grâce à l'atome central, avec la notation suivante : AX_nE_m avec n le nombre d'atomes liés à l'atome central et m le nombre de doublets libres portés par l'atome central.

B FAUX, cf item A.

C FAUX, les angles FBF ne peuvent pas valoir 120° car $p = 4$, donc la conformation sera tétraédrique, avec des angles FBF de $109,5^\circ$.

Rappel : $p = n + m$.

D VRAI, cf item C.

E VRAI car $p = 4$.

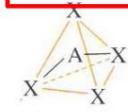
Question 8

Concernant la molécule BF_4^- . On donne ${}_5\text{B}$ et ${}_9\text{F}$. Quelle est (sont) la (les) proposition(s) exacte(s) :

- A. Sa géométrie moléculaire est tétraédrique.
- B. Elle est apolaire.
- C. Elle est polaire.
- D. Sa géométrie de répulsion est angulaire (coudée).
- E. Ses angles sont tous inférieurs à $109,5^\circ$.

A VRAI, comme le montre le schéma suivant :

$p=m+n$	Géométrie de répulsion	Nombre de doublets libres	Notation RPEV	Géométrie moléculaire
4	tétraédrique	0	AX_4	tétraédrique



Il s'agit de la seule géométrie moléculaire possible pour une molécule AX_4 .

B VRAI, car son moment dipolaire total serait nul (les moments dipolaires de chaque atome s'annulent).

C FAUX, cf item B.

D FAUX, cf item A.

E FAUX, ses angles valent $109,5^\circ$ car l'atome central ne porte pas de doublet libre d'électrons.

Question 4 – Concernant la molécule BrO et l'anion BrO^- , quelle(s) est(sont) la (les) proposition(s) exacte(s) : ACE

L'électronégativité de 8O est de 3,44 et l'électronégativité de 35Br est de 2,96.

- F. La structure de Lewis la plus probable de BrO présente un électron célibataire sur Br.
- G. La structure de Lewis la plus probable de BrO présente une double liaison.
- H. La molécule BrO est une espèce radicalaire.
- I. L'anion BrO^- possède une géométrie de répulsion linéaire.
- J. L'anion BrO^- possède une géométrie moléculaire linéaire.

A VRAI Pour que le Br soit entouré de 7 électrons et que O soit entouré de 6 électrons.

B FAUX cf item A.

C VRAI C'est une espèce radicalaire car elle présente un électron célibataire sur Br (cf item A).

D FAUX On parle de géométrie moléculaire et non de répulsion.

E VRAI, car il n'y a deux atomes, sa géométrie est donc forcément linéaire.