

Schéma de Lewis, géométrie et polarité

Dessiner le schéma de Lewis d'une molécule ou d'un ion, en déduire sa géométrie, et **relier l'électronégativité à la polarité de l'entité**.



1 Trois parties, un même fil

De la structure à la propriété : on établit d'abord le schéma de Lewis, on en déduit la géométrie, puis on relie géométrie et électronégativité à la polarité. Chaque partie s'appuie sur la précédente.

2 « Les erreurs qui coûtent des points »

Dans chaque partie, les erreurs classiques du chapitre, en X / ✓, avec le réflexe qui les évite. Et le barème d'une question type, décrypté sur un exemple.

3 Rien que le programme officiel

Les quinze entités de la liste du programme, et les capacités exigibles de la rubrique. **Rien au-delà de la première : la méthode reste qualitative.**

4 L'essentiel pour réviser

Le formulaire des cartes sur une page, la table des entités du pack, et les plans de réponse de chaque type de question.

3

parties
progressives

13

exercices corrigés
pas à pas

11

cartes
repères

5

méthodes
pas à pas

Conforme au programme de **physique-chimie de première générale, enseignement de spécialité** - annexe de l'arrêté du 17 janvier 2019, B.O. spécial n° 1 du 22 janvier 2019. Thème « Constitution et transformations de la matière », partie « 2. De la structure des entités aux propriétés physiques de la matière », sous-partie « **A) De la structure à la polarité d'une entité** ». Un test de positionnement en page 4 t'indique par où commencer.



15 Dans la liaison H-Cl, l'atome qui porte la charge partielle δ^- est :

- a l'hydrogène H b le chlore Cl c aucun des deux
d je ne sais pas

16 CO₂ a des liaisons polarisées mais la molécule est apolaire parce que :

- a les polarités se compensent par symétrie b le carbone n'attire pas les électrons c il n'y a aucun doublet
d je ne sais pas

QUESTIONS	PARTIE	SI TU RATES L'UNE D'ELLES...
1 à 6	1	le schéma de Lewis des molécules et des ions
7 à 11	2	la géométrie prévue par la répulsion des doublets
12 à 16	3	l'électronégativité et la polarité d'une liaison et d'une molécule

★ Comment lire ton résultat

Les réponses sont en tête des corrigés, page 24 : ne les consulte qu'une fois tes seize réponses écrites. Une réponse « je ne sais pas » ou fausse compte pour une question non sue.

14 à 16 bonnes réponses : enchaîne les trois parties dans l'ordre, en te concentrant sur les exercices ★★★. **9 à 13 :** commence par les parties où une question est restée sans bonne réponse, puis reprends les autres.

8 ou moins : fais les trois parties dans l'ordre, sans en sauter une seule : le pack est construit pour ce parcours complet.

Le conseil du prof

Ce test n'est pas une note, c'est une boussole. Son seul but est de te dire où passer ton temps en premier : inutile de reprendre une partie que tu maîtrises déjà, mieux vaut la garder pour la fin.

C'est pour cela que l'honnêteté compte plus que le score : une réponse devinée au hasard qui tombe juste t'enverrait sauter une partie que tu ne sais pas vraiment faire. Si tu hésites, coche « je ne sais pas » : **le test travaille pour toi, pas contre toi.**



Note bien tes seize réponses sur une feuille avant d'ouvrir les corrigés : en les comparant d'un coup, tu verras tout de suite les parties à reprendre, au lieu de corriger question par question. Et garde cette feuille : après avoir travaillé le pack, refaire le test est une façon simple de mesurer ce que tu as gagné. Ce test ne demande aucun calcul long : les quelques nombres qu'il contient se retrouvent de tête. Si une question te prend plus qu'un instant de réflexion, c'est déjà le signe que la partie correspondante mérite d'être retravaillée.



Une lacune électronique est un emplacement vide dans la couche de valence d'un atome qui n'atteint pas l'octet (ou le duet)

Cet emplacement vide peut recevoir un doublet non liant venu d'une autre entité. Par exemple, l'ion hydrogène H^+ n'a aucun électron : il porte une lacune. Quand l'eau lui cède un doublet non liant, il se forme l'ion oxonium H_3O^+ ; de même, l'ammoniac donne l'ion ammonium NH_4^+ .

6 Les méthodes, pas à pas

MÉTHODE

1 Établir le schéma de Lewis d'une molécule

1 Je compte les électrons de valence.

Je relève le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans le tableau, et j'additionne.

2 J'en déduis le nombre de doublets.

Je divise le total par 2.

3 Je place les liaisons.

Je relie chaque atome voisin par au moins une liaison simple, c'est-à-dire un doublet liant.

4 Je place les doublets non liants, puis je vérifie l'octet.

Je répartis les doublets restants ; si un atome n'a pas son octet, je transforme une liaison simple en liaison double ou triple.

L'EXEMPLE RÉDIGÉ

Établir le schéma de Lewis de l'eau H_2O , sachant que O : 6 et H : 1 électrons de valence.

Électrons de valence : $N_e = 6 + 2 \times 1 =$

8 électrons (F4).

Nombre de doublets : $n_{\text{doublets}} = \frac{8}{2} =$ **4 doublets** (F5).

Deux doublets servent aux liaisons O-H, il reste deux doublets non liants sur l'oxygène. L'oxygène s'entoure de 4 doublets, soit $4 \times 2 = 8$ électrons : l'octet est respecté. Chaque hydrogène partage 1 doublet, soit son duet.

2 Établir le schéma de Lewis d'un ion

1 Je compte les électrons de valence des atomes.

J'additionne, comme pour une molécule.

2 Je tiens compte de la charge.

Je retranche la charge : +1 enlève un électron, -1 en ajoute un.

3 Je forme les doublets et je dessine.

Je divise par 2, je place les liaisons puis les doublets non liants.

4 J'entoure de crochets et j'écris la charge.

La charge se place en exposant, à droite du crochet.

L'EXEMPLE RÉDIGÉ

Établir le schéma de Lewis de l'ion hydroxyde OH^- , avec O : 6 et H : 1.

Électrons de valence, charge comprise :

$N_e = 6 + 1 + 1 =$ **8 électrons** (F4) - le -1 de la charge ajoute un électron.

Nombre de doublets : $n_{\text{doublets}} = \frac{8}{2} =$ **4 doublets**.

Un doublet forme la liaison O-H ; les trois autres sont des doublets non liants sur l'oxygène. On entoure l'ensemble de crochets et on écrit la charge :

$[O-H]^-$.

1 Confondre le nombre de doublets et le nombre d'électrons

X « le méthane a 8 électrons de valence, donc 8 doublets » · ✓ les électrons vont **deux par deux** : $\frac{8}{2} = 4 \text{ doublets}$. Un doublet, ce sont deux électrons : le nombre de doublets est la moitié du nombre d'électrons.

Le réflexe : après avoir compté les électrons, divise par 2 avant de dessiner. Quatre doublets autour d'un atome, c'est son octet.

2 Oublier la charge d'un ion dans le décompte

X pour l'ion hydroxyde OH^- : $6 + 1 = 7$ électrons · ✓ la charge -1 ajoute un électron : $6 + 1 + 1 = 8 \text{ électrons}$. Un anion a gagné des électrons, un cation en a perdu : la charge entre dans le décompte.

Le réflexe : écris la charge dès la première ligne, et retranche-la : -1 ajoute un électron, $+1$ en enlève un.

3 Oublier les doublets non liants

X dessiner seulement les liaisons et s'arrêter là · ✓ placer **l'ensemble** des doublets. Dans l'eau, après les deux liaisons O-H, il reste deux doublets non liants sur l'oxygène : sans eux, l'oxygène n'a que 4 électrons, pas son octet.

Le réflexe : compte les doublets dessinés et compare au total trouvé. S'il en manque, ce sont des doublets non liants oubliés.

8 Le QCM express

DE TÊTE, SANS CALCULATRICE

1. Qu'est-ce qu'un électron de valence ?
2. Combien d'électrons de valence a l'azote N ?
3. Qu'est-ce qu'un doublet liant ?
4. Combien d'électrons dans un octet ? Dans un duet ?
5. Combien de doublets pour 8 électrons de valence ?
6. Dans NH_3 (N : 5, H : 1), combien d'électrons de valence ?
7. Que devient le décompte pour un cation portant une charge $+1$?
8. Qu'est-ce qu'une lacune électronique ?

Cache cette ligne pendant que tu réponds. Réponses : 1. un électron de la dernière couche d'un atome - 2. 5 électrons - 3. une paire d'électrons partagée entre deux atomes (une liaison) - 4. 8 électrons, 2 électrons - 5. 4 doublets - 6. $5 + 3 \times 1 = 8$ électrons - 7. on retranche 1 électron - 8. un emplacement vide qui peut recevoir un doublet non liant

9 Exercices

DU PLUS SIMPLE AU PLUS COSTAUD

Exercice 1 Compter les électrons de valence

★★★ □

Données. Électrons de valence : H : 1, C : 4, N : 5, O : 6, Cl : 7.

1. Donner le nombre d'électrons de valence de l'hydrogène, du carbone et du chlore.
2. Calculer le nombre total d'électrons de valence de la molécule d'eau H_2O .
3. Même question pour le méthane CH_4 .
4. Même question pour le chlorure d'hydrogène HCl .
5. En déduire, pour chacune de ces trois molécules, le nombre de doublets.

✓ Les corrigés détaillés

La rédaction modèle est à gauche, les remarques du correcteur à droite. Compare **ta rédaction**, pas seulement tes résultats : le correcteur note le raisonnement qu'il peut suivre, pas seulement la conclusion.

✓ Les réponses du test de positionnement (page 4)

1. b - 2. b - 3. c - 4. b - 5. b - 6. a - 7. b - 8. b - 9. b - 10. c - 11. b - 12. b - 13. b - 14. b - 15. b - 16. a



Comment lire un corrigé

Chaque réponse est écrite comme sur une copie : le décompte des électrons, le schéma de Lewis, la géométrie, puis la conclusion sur la polarité quand elle est demandée. Quand ta réponse diffère de la mienne, cherche **où** les deux chemins se séparent : c'est ce point précis qu'il faut retravailler. Avant de comparer, relis ta copie avec la liste de vérifications de la page 33.

Les schémas de Lewis cités sont ceux des figures de la partie 1 (molécules simples, liaisons multiples, ions) et de la partie 2 (méthanal) : reporte-toi à elles pour comparer ton dessin.

Exercice 1 Compter les électrons de valence

1. D'après le tableau périodique :

l'hydrogène a 1 électron de valence, le carbone 4, le chlore 7 (F1).

2. Pour l'eau (F4) : $N_e = 6 + 2 \times 1 =$ **8 électrons de valence**.

3. Pour le méthane : $N_e = 4 + 4 \times 1 =$ **8 électrons de valence**.

4. Pour le chlorure d'hydrogène : $N_e = 1 + 7 =$ **8 électrons de valence**.

5. Les trois molécules ont 8 électrons de valence, donc (F5) $\frac{8}{2} =$ **4 doublets** chacune.

Lire la colonne

Le nombre d'électrons de valence se lit dans le tableau périodique : il n'y a rien à calculer pour un atome seul, seulement à le relever.

Diviser par deux

Le nombre de doublets est la moitié du nombre d'électrons de valence. Trois molécules différentes peuvent avoir le même nombre de doublets : ici, quatre chacune.

Exercice 2 Des schémas de Lewis de molécules simples

1. Pour HCl : $N_e = 1 + 7 = 8$ électrons, soit $\frac{8}{2} =$ **4 doublets**.

2. Le schéma est **H-Cl, le chlore portant 3 doublets non liants** (figure des molécules simples, partie 1) : 1 doublet liant, 3 doublets non liants (F3).

3. Pour NH_3 : $N_e = 5 + 3 \times 1 = 8$ électrons, soit $\frac{8}{2} = 4$ doublets. Le schéma est **l'azote lié à 3 hydrogènes, avec 1 doublet non liant**.

4. L'azote de NH_3 porte **1 doublet non liant**.

5. L'azote s'entoure de 3 doublets liants et 1 doublet non liant, soit 4 doublets, donc $4 \times 2 = 8$ électrons : **l'octet est respecté (F2).**

Le décompte d'abord

La ligne du décompte, $N_e = 1 + 7 = 8$, vaut des points à elle seule : elle montre d'où vient le nombre de doublets, avant même le dessin.

Compter l'octet

Pour vérifier l'octet d'un atome, additionne ses doublets liants et non liants et multiplie par 2. L'azote : $4 \times 2 = 8$, c'est bien l'octet.

