

Liaison covalente

Exercices de sciences physiques - niveau 2de

Vingt exercices progressifs sur la liaison covalente : électrons de valence, duet et octet, schémas de Lewis, liaisons multiples, géométrie des molécules et exploitation de documents. Puis recherche seul(e) avant d'ouvrir le corrigé, qui est sur une page séparée.

L'essentiel : Une liaison covalente est la mise en commun d'un doublet d'électrons entre deux atomes. Pour s'entraîner sur « Liaison covalente » en Seconde, la fiche propose 20 exercices progressifs : atomes et liaisons, les gaz nobles et molécules diatomiques. Le corrigé détaillé est sur une page séparée ; fiche gratuite, à imprimer en PDF.

Puis, cette fiche d'exercices est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Les exercices sur la liaison covalente

Exercice 1 : Questions de cours

1. Que sont les électrons de valence d'un atome ?
2. Qu'est-ce qu'une liaison covalente ?
3. Énonce la règle du duet et la règle de l'octet : à quels atomes s'appliquent-elles ?
4. Quelle différence y a-t-il entre un doublet liant et un doublet non liant ?

Exercice 2 : Vrai ou faux ?

Dis si chaque affirmation est vraie ou fausse et justifie.

- a. Ensuite, dans une liaison covalente, un atome cède un électron à l'autre.
- b. Puis un atome de carbone forme quatre liaisons covalentes.
- c. De plus, dans la molécule d'eau, l'atome d'oxygène est entouré de quatre doublets.
- d. Ensuite, l'atome d'hélium forme facilement des liaisons covalentes.
- e. Par ailleurs, une liaison double met en commun quatre électrons.
- f. Puis l'atome d'hydrogène obéit à la règle de l'octet.
- g. Ensuite, la molécule de dioxyde de carbone est coudée.

Exercice 3 : Atomes et liaisons

Ainsi, pour chaque atome, donne la configuration électronique, le nombre d'électrons de valence, le nombre de liaisons covalentes qu'il forme et le nombre de doublets non liants : hydrogène ($Z = 1$) ; carbone ($Z = 6$) ; azote ($Z = 7$) ; oxygène ($Z = 8$) ; fluor ($Z = 9$) ; soufre ($Z = 16$).

Exercice 4 : Les gaz nobles

Par ailleurs, les numéros atomiques de l'hélium, du néon et de l'argon sont 2, 10 et 18.

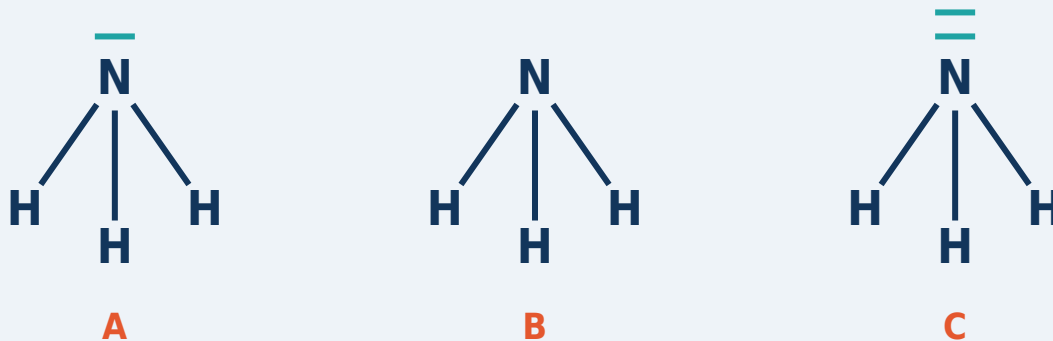
1. Puis écris leur configuration électronique et donne le nombre d'électrons de valence.
2. Explique pourquoi ces gaz sont constitués d'atomes isolés.
3. De plus, l'atome de chlore ($Z = 17$) cherche à ressembler à l'argon : combien de liaisons covalentes forme-t-il ? Ensuite, justifie.

Exercice 5 : Molécules diatomiques

De plus, pour HCl, Cl_2 et HF, indique le nombre total d'électrons de valence et de doublets, puis écris le schéma de Lewis en précisant les doublets liants et non liants. Données : $Z(\text{H}) = 1$; $Z(\text{F}) = 9$; $Z(\text{Cl}) = 17$.

Exercice 6 : Quel est le bon schéma de Lewis ?

Donc, trois élèves proposent un schéma de Lewis pour l'ammoniac NH_3 ($Z(\text{N}) = 7$; $Z(\text{H}) = 1$).



Trois propositions de schéma de Lewis pour NH_3 .

1. Par ailleurs, calcule le nombre total d'électrons de valence, puis le nombre de

doublets à placer.

2. Compte les doublets dessinés dans chaque proposition.
3. Quelle proposition est correcte ? Puis justifie en vérifiant la règle de l'octet pour l'azote.
4. Explique l'erreur commise dans chacune des deux autres.

Exercice 7 : Compter les doublets

Reproduis et complète le tableau pour CH_4 , NH_3 , H_2O , HF et CCl_4 ($Z(\text{C}) = 6$; $Z(\text{Cl}) = 17$).

Molécule	Électrons de valence au total	Doublets au total	Doublets liants	Doublets non liants
CH_4				
NH_3				
H_2O				
HF				
CCl_4				

Exercice 8 : Le dioxyde de carbone

Enfin, la molécule de dioxyde de carbone a pour formule CO_2 ($Z(\text{C}) = 6$; $Z(\text{O}) = 8$).

1. Ensuite, calcule le nombre total d'électrons de valence et de doublets.
2. Combien de liaisons chaque atome doit-il former ?
3. Puis montre qu'avec seulement des liaisons simples, le carbone ne respecte pas l'octet.
4. Propose le schéma de Lewis correct et vérifie le nombre de doublets.

Exercice 9 : Diazote et dioxygène

Écris le schéma de Lewis de N_2 et celui de O_2 ($Z(\text{N}) = 7$; $Z(\text{O}) = 8$). De plus, pour chacun, précise le type de liaison entre les atomes (simple, double, triple) et vérifie l'octet pour chaque atome.

Exercice 10 : Un extrait de la classification

Ensuite, le document présente quelques éléments, avec leur numéro atomique Z , rangés par colonne (numéro de la colonne en haut) et par période (ligne).

	colonne 1	colonne 14	colonne 15	colonne 16	colonne 17	colonne 18
période 1	$Z = 1$ H					$Z = 2$ He
période 2		$Z = 6$ C	$Z = 7$ N	$Z = 8$ O	$Z = 9$ F	$Z = 10$ Ne
période 3		$Z = 14$ Si	$Z = 15$ P	$Z = 16$ S	$Z = 17$ Cl	$Z = 18$ Ar

Extrait de la classification périodique des éléments.

1. Ensuite, pour Si, P et S, écris la configuration électronique et déduis le nombre d'électrons de valence et de liaisons formées.
2. Quelle relation observes-tu entre la colonne d'un élément et son nombre d'électrons de valence (colonnes 14 à 17) ?
3. Par ailleurs, déduis la formule des molécules formées avec l'hydrogène par Si, P et S.
4. Propose la formule des molécules formées avec le chlore par C, P et S (S forme ici deux liaisons).
5. Pourquoi H_2O et H_2S ont-elles des formules analogues ?

Exercice 11 : L'éthane

L'éthane a pour formule brute C_2H_6 .

1. Puis calcule le nombre total d'électrons de valence et de doublets.
2. Ensuite, écris la formule développée et le schéma de Lewis.
3. Combien de doublets sont non liants ? Puis justifie.
4. Chaque atome de carbone respecte-t-il l'octet ?

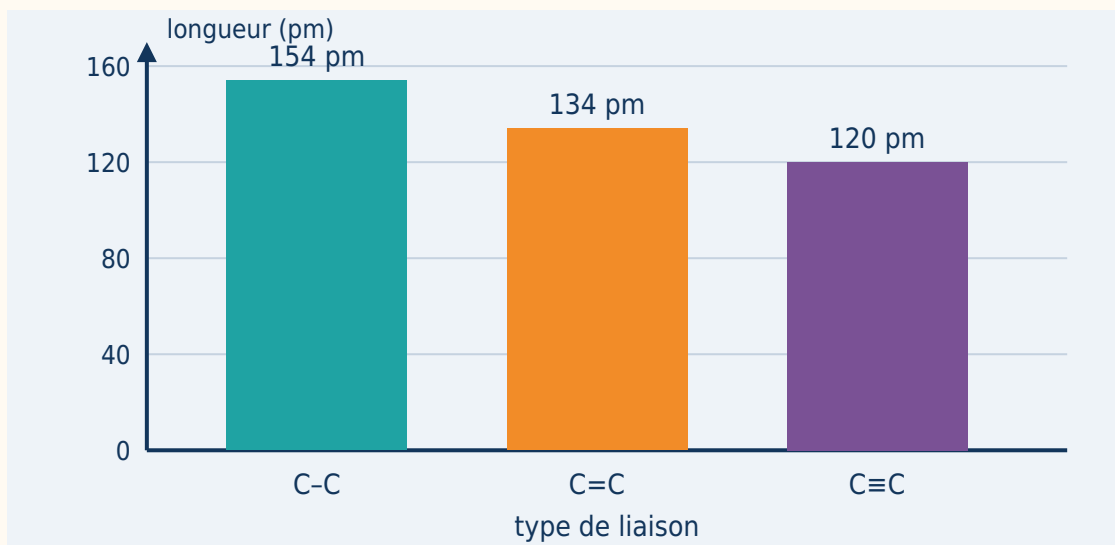
Exercice 12 : L'éthène

L'éthène (ou éthylène) a pour formule C_2H_4 .

1. De plus, calcule le nombre total d'électrons de valence et de doublets.
2. Ensuite, montre qu'une liaison simple entre les deux atomes de carbone ne permet pas de respecter l'octet.
3. Par ailleurs, écris le schéma de Lewis de l'éthène.
4. Compte les doublets liants et non liants.

Exercice 13 : Longueur des liaisons carbone-carbone

Puis, le diagramme donne la longueur moyenne de trois types de liaisons entre deux atomes de carbone, en picomètres ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$).

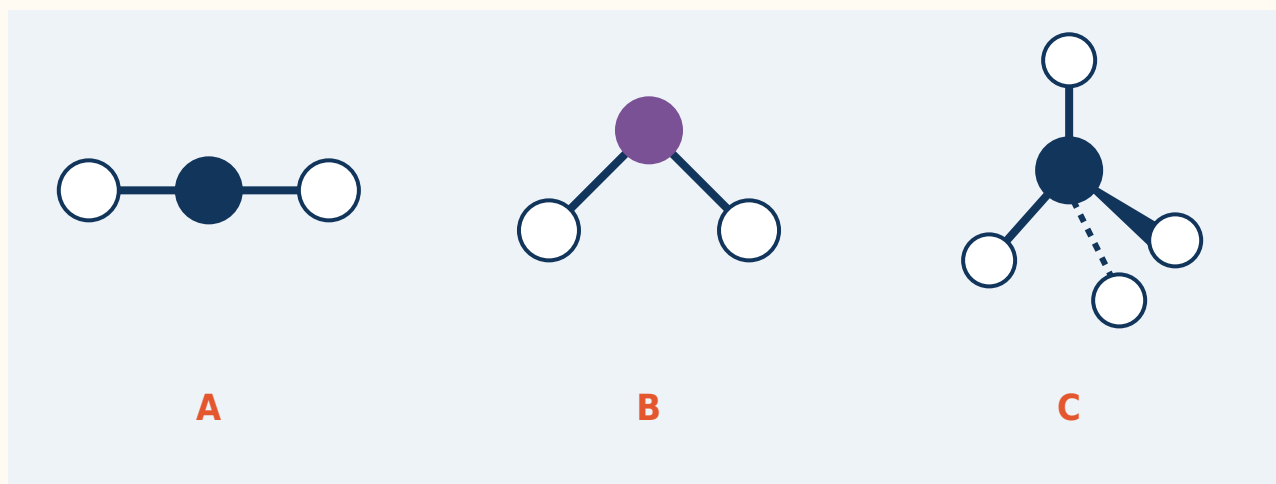


Longueur moyenne des liaisons carbone-carbone.

1. Quelle est la liaison la plus longue ? la plus courte ?
2. Comment évolue la longueur quand le nombre de doublets partagés augmente ?
3. Convertis 154 pm en mètres (notation scientifique) puis en nanomètres.
4. De quel pourcentage la liaison triple est-elle plus courte que la liaison simple ? Arrondis à l'unité.

Exercice 14 : Quelle forme pour quelle molécule ?

Ainsi, les trois modèles représentent la forme de CO_2 , de H_2S et de CCl_4 ($Z(\text{S}) = 16$; $Z(\text{Cl}) = 17$). Puis les petits cercles blancs ne désignent pas des atomes précis.



Trois géométries moléculaires possibles.

1. Ensuite, pour chaque molécule, détermine le nombre de doublets autour de l'atome

central et leur nature.

2. Associe chaque molécule à son modèle A, B ou C. Puis justifie.
3. Pourquoi H_2S n'est-elle pas linéaire alors que l'atome central ne forme que deux liaisons ?

Exercice 15 : Deux molécules, une formule

L'éthanol ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$) et le méthoxyméthane ($\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$) ont la même formule brute $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

1. De plus, calcule le nombre total d'électrons de valence et de doublets de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.
2. Ensuite, écris le schéma de Lewis de chacune des deux molécules.
3. Par ailleurs, compare le nombre de doublets liants et non liants dans les deux cas.
4. Comment appelle-t-on deux molécules de même formule brute mais de formules développées différentes ?

Exercice 16 : Le peroxyde d'hydrogène

Par ailleurs, le peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée) a pour formule H_2O_2 ; ses deux atomes d'oxygène sont liés entre eux.

1. Puis calcule le nombre total d'électrons de valence et de doublets.
2. Ensuite, écris le schéma de Lewis de H_2O_2 .
3. Puis vérifie que chaque atome respecte la règle du duet ou de l'octet.
4. De plus, compare avec la molécule d'eau.

Exercice 17 : Le méthanal

De plus, le méthanal, utilisé pour conserver des échantillons biologiques, a pour formule CH_2O ($Z(\text{C}) = 6$; $Z(\text{O}) = 8$). Ensuite, l'atome de carbone est lié aux deux atomes d'hydrogène et à l'atome d'oxygène.

1. Par ailleurs, calcule le nombre total de doublets.
2. Puis montre qu'une simple liaison C-O ne convient pas.
3. Ensuite, écris le schéma de Lewis de la molécule.

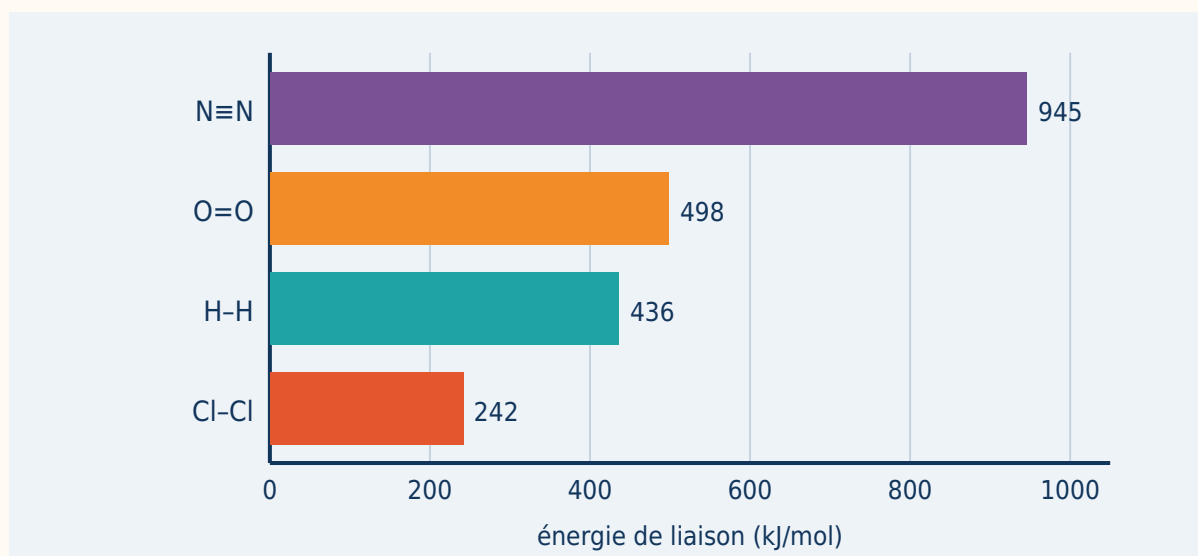
Exercice 18 : Corriger les erreurs

Donc, chaque phrase contient une erreur. Recopie-la en la corrigeant et explique.

- a. Puis dans HCl, l'atome de chlore forme deux liaisons.
- b. De plus, dans CH₄, l'atome de carbone porte quatre doublets non liants.
- c. Ensuite, la molécule N₂ contient une liaison simple.
- d. Par ailleurs, l'hydrogène respecte la règle de l'octet en formant une liaison.
- e. Puis dans l'eau, l'atome d'oxygène ne porte aucun doublet non liant.

Exercice 19 : Énergie de liaison et réactivité

Enfin, le diagramme donne l'énergie moyenne nécessaire pour rompre les liaisons d'une mole de molécules de quatre gaz (en kJ/mol).



Énergie de liaison de quelques molécules diatomiques.

1. Classe les liaisons de la plus faible à la plus solide.
2. Quelle énergie faut-il pour rompre toutes les liaisons de 1,0 mol de N₂ ? de 2,0 mol de H₂ ?
3. Combien de fois la liaison de N₂ est-elle plus solide que celle de Cl₂ ? Arrondis au dixième.
4. Relie ces résultats au nombre de doublets partagés pour expliquer pourquoi le diazote, principal gaz de l'air, réagit très difficilement.

Exercice 20 : L'acide cyanhydrique

Ensuite, un élève cherche le schéma de Lewis de HCN, où l'atome de carbone est lié à l'hydrogène et à l'azote ($Z(\text{H}) = 1$; $Z(\text{C}) = 6$; $Z(\text{N}) = 7$).

1. Ensuite, détermine le nombre d'électrons de valence de chaque atome et le nombre de liaisons que chacun forme.
2. Puis calcule le nombre total de doublets à placer.
3. Propose un schéma de Lewis et démontre, en comptant les liaisons de chaque atome,

que la liaison C-N est triple. Que se passerait-il avec une liaison double ?

4. Prévois la géométrie de la molécule et justifie-la.

5. De plus, compare la liaison C-N de HCN avec celle de N_2 : quelle propriété commune attends-tu ?

Tout le chapitre « Molécules et liaisons covalentes » en seconde

- Le cours : Molécules et liaisons covalentes
- Le corrigé des exercices : Molécules et liaisons covalentes
- Le TP : Molécules et liaisons covalentes
- Le corrigé du TP : Molécules et liaisons covalentes
- Le QCM : Molécules et liaisons covalentes

Chapitre précédent : Éléments chimiques et classification périodique (exercices)

Chapitre suivant : Ions et solutions ioniques (exercices)

Retrouve aussi tous les exercices de sciences physiques en seconde et le programme complet de sciences physiques en seconde.