

Liaison covalente

Corrigé des exercices - niveau 2de

Voici le corrigé détaillé des vingt exercices sur la liaison covalente. Ensuite, compare chaque démarche à la tienne : pour un schéma de Lewis, la méthode (compter, diviser par deux, placer, vérifier) compte autant que le dessin final.

L'essentiel : Une liaison covalente est la mise en commun d'un doublet d'électrons entre deux atomes. Ce corrigé des exercices de physique-chimie Seconde sur « Liaison covalente » donne chaque réponse avec une courte explication : atomes et liaisons, les gaz nobles et molécules diatomiques. On le consulte après avoir cherché seul ; il se télécharge gratuitement en PDF.

Ainsi, ce corrigé est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

La correction détaillée : corrigé liaison covalente

Correction de l'exercice 1 : Questions de cours

1. Puis ce sont les électrons de la **couche externe** (de plus grand numéro n) de l'atome.
2. C'est la **mise en commun de deux électrons**, un par atome, qui forme un doublet liant entre deux atomes.
3. **Duet** : 2 électrons sur la couche externe, pour H (et He). **Octet** : 8 électrons, pour les atomes comme C, N, O, F, Cl.
4. De plus, un doublet **liant** est partagé entre deux atomes (trait entre les symboles) ; un doublet **non liant** reste sur un seul atome.

Correction de l'exercice 2 : Vrai ou faux ?

- a. **Faux** : les électrons sont mis en commun, pas cédés.
- b. **Vrai** : $8 - 4 = 4$ liaisons.
- c. **Vrai** : 2 doublets liants + 2 doublets non liants.
- d. **Faux** : sa couche externe est déjà saturée (duet), il reste atome isolé.
- e. **Vrai** : deux doublets sont partagés, soit 4 électrons.
- f. **Faux** : H obéit à la règle du duet (2 électrons).

g. **Faux** : CO_2 est linéaire (180°).

Correction de l'exercice 3 : Atomes et liaisons

H : $1s^1$, **1 électron de valence, 1 liaison, 0 doublet non liant.**

C : $1s^2 2s^2 2p^2$, **4 électrons, 4 liaisons, 0 doublet.**

N : $1s^2 2s^2 2p^3$, **5 électrons, 3 liaisons, 1 doublet.**

O : $1s^2 2s^2 2p^4$, **6 électrons, 2 liaisons, 2 doublets.**

F : $1s^2 2s^2 2p^5$, **7 électrons, 1 liaison, 3 doublets.**

S : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, **6 électrons (couche $n = 3$), 2 liaisons, 2 doublets.**

Pour chaque atome (sauf H) : liaisons = $8 - \text{électrons de valence}$, doublets non liants = $(\text{électrons de valence} - \text{liaisons}) \div 2$.

Correction de l'exercice 4 : Les gaz nobles

1. He : $1s^2$, **2 électrons de valence** ; Ne : $1s^2 2s^2 2p^6$, **8 électrons** ; Ar : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, **8 électrons.**

2. Leur couche externe est saturée (duet ou octet) : ils sont stables et n'ont pas besoin de former de liaison, donc ils restent **monoatomiques**.

3. Ensuite, le chlore ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$) a 7 électrons de valence ; il lui en manque 1 pour atteindre 8 : il forme **1 liaison covalente**.

Correction de l'exercice 5 : Molécules diatomiques

HCl : $1 + 7 = 8$ électrons, **4 doublets** ; 1 doublet liant H-Cl et **3 doublets non liants sur Cl.**

Cl_2 : $7 + 7 = 14$ électrons, **7 doublets** ; 1 doublet liant Cl-Cl et **6 doublets non liants** (3 sur chaque Cl).

HF : $1 + 7 = 8$ électrons, **4 doublets** ; 1 doublet liant H-F et **3 doublets non liants sur F.**

Vérification : H a 2 électrons (duet), Cl et F ont $2 + 6 = 8$ électrons (octet).

Correction de l'exercice 6 : Quel est le bon schéma de Lewis ?

1. $5 + 3 \times 1 = 8$ électrons, **soit 4 doublets.**

2. A : 3 doublets liants + 1 non liant = 4 ; B : 3 doublets ; C : 3 liants + 2 non liants = 5.

3. Par ailleurs, la proposition **A** est correcte : 4 doublets, et l'azote est entouré de $3 \times 2 + 2 = 8$ électrons (octet).

4. B ne place que 3 doublets (6 électrons) : un doublet manque, l'azote n'a que 6 électrons autour de lui. C place 5 doublets (10 électrons) : il y a un doublet de trop, et l'azote dépasserait l'octet.

Correction de l'exercice 7 : Compter les doublets

CH_4 : $4 + 4 = 8 \text{ e}^-$, **4 doublets, 4 liants, 0 non liant.**

NH_3 : $5 + 3 = 8 \text{ e}^-$, **4 doublets, 3 liants, 1 non liant.**

H_2O : $6 + 2 = 8 \text{ e}^-$, **4 doublets, 2 liants, 2 non liants.**

HF : $7 + 1 = 8 \text{ e}^-$, **4 doublets, 1 liant, 3 non liants.**

CCl_4 : $4 + 4 \times 7 = 32 \text{ e}^-$, **16 doublets, 4 liants, 12 non liants** (3 par chlore).

Correction de l'exercice 8 : Le dioxyde de carbone

1. $4 + 2 \times 6 = 16 \text{ électrons}$, **8 doublets.**

2. Puis le carbone forme **4 liaisons**, chaque oxygène **2 liaisons**.

3. Avec O-C-O, le carbone n'a que 2 liaisons, donc 4 électrons autour de lui : l'octet n'est pas respecté.

4. Schéma **O=C=O** : chaque oxygène porte 2 doublets non liants. Doublets : 4 liants + 2×2 non liants = **8 doublets**. Ensuite, le carbone est entouré de 8 électrons, chaque oxygène aussi (4 partagés + 4 non liants).

Correction de l'exercice 9 : Diazote et dioxygène

N_2 : 10 électrons, 5 doublets. Chaque N forme 3 liaisons : **liaison triple $|\text{N}\equiv\text{N}|$** (3 doublets liants) et 1 doublet non liant par atome : $3 + 2 = 5$. Chaque N est entouré de $6 + 2 = 8$ électrons.

O_2 : 12 électrons, 6 doublets. Chaque O forme 2 liaisons : **liaison double $\text{O}=\text{O}$** (2 doublets liants) et 2 doublets non liants par atome : $2 + 4 = 6$. Chaque O est entouré de $4 + 4 = 8$ électrons.

Correction de l'exercice 10 : Un extrait de la classification

1. Si : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, **4 électrons de valence, 4 liaisons** ; P : $\dots 3s^2 3p^3$, **5 électrons, 3 liaisons** ; S : $\dots 3s^2 3p^4$, **6 électrons, 2 liaisons**.

2. Puis pour les colonnes 14 à 17, le nombre d'électrons de valence est **le numéro de la colonne moins 10** (4, 5, 6, 7) ; les éléments d'une même colonne ont le même nombre d'électrons de valence.

3. **SiH₄**, **PH₃** et **H₂S**.
4. **CCl₄** (C : 4 liaisons), **PCl₃** (P : 3 liaisons), **SCI₂** (S : 2 liaisons).
5. O et S sont dans la même colonne : elles ont 6 électrons de valence, forment 2 liaisons et donnent des formules analogues avec l'hydrogène.

Correction de l'exercice 11 : L'éthane

1. $2 \times 4 + 6 \times 1 = \mathbf{14 \text{ électrons, 7 doublets}}$.
2. Chaque C forme 4 liaisons : une liaison C-C et 3 liaisons C-H par carbone. Formule développée : H-C-C-H avec deux autres H sur chaque carbone. Doublets : $1 + 6 = 7$.
3. **Aucun** doublet non liant : les 7 doublets sont tous liants.
4. **Oui** : chaque carbone est entouré de 4 doublets liants, soit 8 électrons.

Correction de l'exercice 12 : L'éthène

1. $2 \times 4 + 4 \times 1 = \mathbf{12 \text{ électrons, 6 doublets}}$.
2. Avec une liaison C-C simple, on ne place que $1 + 4 = 5$ doublets ; chaque carbone n'a que 3 liaisons (2 C-H + 1 C-C), donc 6 électrons autour de lui : l'octet n'est pas respecté.
3. De plus, les carbones sont reliés par une **liaison double** : chacun forme alors 2 liaisons C-H et 2 doublets partagés avec l'autre carbone, soit 4 liaisons.
4. Doublets liants : $4 \text{ (C-H)} + 2 \text{ (C=C)} = \mathbf{6}$; doublets non liants : **0**. Total 6 doublets.

Correction de l'exercice 13 : Longueur des liaisons carbone-carbone

1. Ensuite, la plus longue : **C-C (154 pm)** ; la plus courte : **C≡C (120 pm)**.
2. Plus on partage de doublets, **plus la liaison est courte** : 154 pm, 134 pm puis 120 pm.
3. $154 \text{ pm} = 154 \times 10^{-12} \text{ m} = \mathbf{1,54 \times 10^{-10} \text{ m}} = 0,154 \text{ nm}$.
4. $(154 - 120) \div 154 = 34 \div 154 \approx 0,22$, soit **22 %** plus courte.

Correction de l'exercice 14 : Quelle forme pour quelle molécule ?

1. CO₂ : autour de C, deux liaisons doubles (2 directions). H₂S : le soufre (6 électrons de valence) forme 2 liaisons et porte 2 doublets non liants, soit 4 doublets. CCl₄ : le carbone forme 4 liaisons simples, soit 4 doublets liants.
2. **CO₂ : A** (linéaire) ; **H₂S : B** (coudée) ; **CCl₄ : C** (tétraédrique).
3. Autour du soufre il y a 4 doublets qui se repoussent et se disposent en tétraèdre ;

deux sont non liants et invisibles, les deux liaisons forment donc un V et non une ligne droite.

Correction de l'exercice 15 : Deux molécules, une formule

1. $2 \times 4 + 6 \times 1 + 6 = 20$ électrons, **10 doublets**.
2. Éthanol : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$, avec 5 liaisons C-H, 1 liaison C-C, 1 C-O, 1 O-H et 2 doublets non liants sur O. Méthoxyméthane : $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$, avec 6 liaisons C-H, 2 liaisons C-O et 2 doublets non liants sur O.
3. Par ailleurs, dans les deux cas : **8 doublets liants et 2 doublets non liants** ($8 + 2 = 10$).
4. Puis ce sont des **isomères**.

Correction de l'exercice 16 : Le peroxyde d'hydrogène

1. $2 \times 1 + 2 \times 6 = 14$ électrons, **7 doublets**.
2. H-O-O-H avec **2 doublets non liants sur chaque oxygène** : 3 doublets liants + 4 non liants = 7.
3. Chaque H a 2 électrons (duet) ; chaque O a $2 \times 2 + 2 \times 2 = 8$ électrons (octet).
4. H_2O_2 a une liaison O-O de plus et 7 doublets contre 4 dans H_2O ; l'oxygène forme 2 liaisons dans les deux cas.

Correction de l'exercice 17 : Le méthanal

1. $4 + 2 \times 1 + 6 = 12$ électrons, soit **6 doublets**.
2. Avec C-O simple, le carbone n'aurait que 3 liaisons (2 C-H + 1 C-O), donc 6 électrons ; l'oxygène n'aurait qu'une liaison, alors qu'il en forme 2.
3. Schéma : H-C(-H)=O avec **liaison double C=O** et 2 doublets non liants sur O.
Doublets : $2 (\text{C-H}) + 2 (\text{C=O}) + 2 (\text{non liants}) = 6$. C forme 4 liaisons, O en forme 2.

Correction de l'exercice 18 : Corriger les erreurs

- a. Ensuite, le chlore forme **une seule liaison** ($8 - 7 = 1$).
- b. Puis dans CH_4 , le carbone porte **quatre doublets liants** et aucun doublet non liant.
- c. N_2 contient une **liaison triple**.
- d. De plus, l'hydrogène respecte la règle du **duet** : 2 électrons autour de lui.
- e. Ensuite, dans l'eau, l'oxygène porte **deux doublets non liants**.

Correction de l'exercice 19 : Énergie de liaison et réactivité

1. Du plus faible au plus solide : **Cl-Cl (242) < H-H (436) < O=O (498) < N≡N (945)**.
2. 1,0 mol de N₂ : **945 kJ** ; 2,0 mol de H₂ : $2,0 \times 436 = 872$ kJ.
3. $945 \div 242 \approx 3,9$ fois plus solide.
4. Par ailleurs, la molécule N₂ partage **trois doublets** (liaison triple) : la liaison est très solide, il faut beaucoup d'énergie pour la rompre. Puis le diazote est donc très peu réactif dans les conditions ordinaires.

Correction de l'exercice 20 : L'acide cyanhydrique

1. H : 1 électron, 1 liaison. C : 4 électrons, 4 liaisons. N : 5 électrons, 3 liaisons et 1 doublet non liant.
2. $1 + 4 + 5 = 10$ électrons, soit **5 doublets**.
3. Schéma : **H-C≡N|** avec 1 doublet non liant sur N. Doublets : 1 (C-H) + 3 (C≡N) + 1 (non liant) = 5. Ensuite, le carbone forme $1 + 3 = 4$ liaisons, l'azote 3 liaisons. Avec une liaison double, C n'aurait que 3 liaisons ($1 + 2$) et l'octet ne serait pas respecté.
4. Autour du carbone il n'y a que deux directions (liaison avec H et liaison multiple avec N) : les doublets s'écartent au maximum, la molécule est **linéaire (180°)**.
5. Comme dans N₂, la liaison triple est **très courte et très solide**.

Comment progresser après ce corrigé

Par ailleurs, si tu as buté sur un schéma de Lewis, reprends la méthode dans l'ordre : électrons de valence, nombre de doublets, liaisons de chaque atome, doublets non liants, vérification. Refais ensuite les exercices 6, 8 et 12 sans regarder la correction. Puis pour la géométrie, retiens que les doublets (même non liants) se repoussent : c'est ce qui fait la forme d'une molécule.

Retour aux énoncés des exercices

Tout le chapitre « Molécules et liaisons covalentes » en seconde

- Le cours : Molécules et liaisons covalentes
- Les 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 (corrigé des exercices)

Chapitre suivant : Ions et solutions ioniques (corrigé des exercices)

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