

# Atome de carbone : définition, structure et isotopes

Comprends l'atome de carbone : symbole C, numéro atomique 6, structure, masse et isotopes  $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$ ,  $^{14}\text{C}$  en fiche claire.

Éducation lycée — méthodes, fi

Mis à jour le 29 avril 2026

**L'atome de carbone est un atome de l'élément chimique carbone, de symbole C et de numéro atomique 6. Son noyau contient 6 protons et, s'il est neutre, il possède aussi 6 électrons ; ses isotopes les plus connus sont  $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$  et  $^{14}\text{C}$ .**

Pourquoi écrit-on parfois  $^{12}\text{C}$  et parfois  $^{14}\text{C}$ , alors qu'il s'agit toujours de carbone ? En classe, cette question revient souvent, parce qu'on confond facilement élément, atome, symbole et isotope. Pour réviser efficacement, il faut partir d'une idée simple : le carbone est défini par son numéro atomique 6, donc par ses 6 protons. Ensuite seulement, on peut comprendre sa structure électronique, sa masse minuscule, sa place dans le tableau périodique et le rôle particulier de ses isotopes. Je te propose ici une fiche claire, fiable et facile à mémoriser, conforme à l'esprit des programmes du lycée.

## En bref : les réponses rapides

### **Quelle différence entre atome de carbone, élément carbone et symbole C ?**

— L'élément carbone désigne l'espèce chimique définie par  $Z = 6$ , l'atome de carbone est une particule individuelle de cet élément, et C est simplement son symbole chimique.

### **Pourquoi le carbone peut-il former autant de molécules différentes ?**

Parce qu'il possède 4 électrons de valence et peut établir jusqu'à quatre liaisons covalentes stables, y compris en chaînes et en cycles.

**À quoi servent concrètement les isotopes  $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$  et  $^{14}\text{C}$  ?** — Le  $^{12}\text{C}$  sert de référence de masse, le  $^{13}\text{C}$  est utilisé en analyse et en traçage, et le  $^{14}\text{C}$  permet de dater des matières organiques anciennes.

**Comment retenir rapidement la composition du carbone 12 ?** — Il faut mémoriser  $Z = 6$  donc 6 protons et 6 électrons pour l'atome neutre, puis  $A = 12$  donc  $12 - 6 = 6$  neutrons.

## Atome de carbone : définition simple, symbole C et écriture conventionnelle

L'**atome de carbone** est l'atome de l'**élément chimique** carbone. Son **symbole carbone** est **C** et son **numéro atomique 6** signifie que son noyau contient  $6$  protons. Un atome neutre possède aussi  $6$  électrons. Son *écriture conventionnelle* la plus courante est  ${}^6_6\text{C}$  ou  ${}^{12}_6\text{C}$  selon l'**isotope**.

Le mot **carbone** peut désigner plusieurs choses, et c'est là que les copies se brouillent. L'**élément carbone**, c'est la famille d'atomes qui ont tous le même **numéro atomique**, ici  $Z=6$ . Un **atome de carbone**, c'est un objet microscopique précis, avec un noyau et des électrons. Le **symbole carbone**, lui, n'est qu'une écriture abrégée : **C**. Autrement dit, *C n'est pas un atome visible en soi*, mais le signe qui représente cet élément dans le **tableau périodique**, dans les formules et dans les équations chimiques. Au lycée, le carbone est l'un des éléments les plus étudiés, car il intervient dans la chimie organique, les molécules du vivant et de nombreux matériaux du quotidien.

Pour noter un atome, on utilise l'**écriture conventionnelle** suivante :  ${}^A_Z\text{X}$ . Ici,  $\text{X}$  est le symbole de l'élément,  $Z$  le nombre de protons, et  $A$  le nombre total de nucléons, donc protons plus neutrons. Pour le carbone, on écrit donc par exemple  ${}^{12}_6\text{C}$  pour le carbone 12 et  ${}^{14}_6\text{C}$  pour le carbone 14. Dans les deux cas,  $Z=6$  ne change jamais, car sinon ce ne serait plus du carbone. Ce qui change, c'est le nombre de neutrons : pour  ${}^{12}_6\text{C}$ , on a  $A - Z = 12 - 6 = 6$  neutrons ; pour  ${}^{14}_6\text{C}$ , on a  $A - Z = 14 - 6 = 8$  neutrons. Cette différence définit des **isotopes**, c'est-à-dire des atomes d'un même élément qui n'ont pas la même masse.

### Erreurs fréquentes

**Carbone atome ou molécule** : le carbone seul est un atome, pas une molécule.

**Symbole ou formule** : **C** est un symbole, alors que  $\text{CO}_2$  ou  $\text{CH}_4$  sont des formules de molécules. **Atome ou isotope** :  ${}^{12}_6\text{C}$  et  ${}^{14}_6\text{C}$  sont deux isotopes du même élément carbone, pas deux éléments différents.

Une dernière nuance évite bien des contresens. La masse atomique moyenne du carbone, donnée dans le **tableau périodique**, n'est pas exactement celle d'un seul isotope. Elle vaut environ  $12,0$  unités de masse atomique, car elle correspond à une moyenne tenant compte des isotopes présents dans la nature, surtout  ${}^{12}_6\text{C}$  et un peu de  ${}^{13}_6\text{C}$ . Donc, quand vous lisez *masse atomique du carbone*, il ne faut pas penser automatiquement à un atome unique. Retenez plutôt ceci : l'**atome de carbone symbole C** appartient à l'élément carbone, son **numéro atomique 6** fixe son identité, et son isotope précise sa masse.

## Quelle est la composition d'un atome de carbone ?

### Protons, neutrons, électrons et masse de $^{12}\text{C}$

Un atome de **carbone** contient toujours **6 protons**. S'il est neutre, il possède aussi **6 électrons**. En revanche, le nombre de neutrons varie selon l'isotope : **6** pour le **carbone 12**, **7** pour le carbone 13 et **8** pour le **carbone 14**. La **masse d'un atome de carbone 12** vaut environ  $1,9926 \times 10^{-26}$  kg.

Dans la **composition atome de carbone**, il faut bien distinguer deux zones. Le **noyau atomique** rassemble les protons et les neutrons. Autour, le cortège électronique contient les **électrons**. Le point décisif est simple : le nombre de protons ne change jamais pour le carbone, sinon ce ne serait plus du carbone. Avec **6 protons**, on a l'élément carbone, noté **C**. Dans un atome neutre, le nombre d'électrons compense la charge positive du noyau, donc on trouve aussi **6 électrons**. Ce schéma répond à beaucoup de questions de contrôle sur le **proton neutron électron carbone**. En revanche, les neutrons peuvent varier. C'est précisément cette variation qui définit les isotopes, sans modifier l'identité chimique de l'élément.

Les trois isotopes les plus connus sont faciles à comparer. Le **carbone 12** possède  $Z=6$  protons et  $N=6$  neutrons, donc son nombre de masse est  $A=12$ . Le carbone 13 possède  $Z=6$  protons et  $N=7$  neutrons, d'où  $A=13$ . Le **carbone 14** possède  $Z=6$  protons et  $N=8$  neutrons, donc  $A=14$ . Les deux premiers sont stables. Le carbone 14, lui, est radioactif, ce qui explique son usage en datation. Cette comparaison revient souvent dans les exercices, notamment quand il faut passer de l'écriture symbolique  $^{12}\text{C}$  à la lecture des particules contenues dans l'atome. Pour rendre l'échelle plus concrète, retenir aussi qu'un atome de carbone a un diamètre de l'ordre de  $10^{-10}$  m : sa taille est minuscule, et sa masse l'est tout autant.

Isotope	Protons	Neutrons	Stabilité	Usage
<b>Carbone 12</b>	6	6	Stable	Référence de l' <b>unité de masse atomique</b>
<b>Carbone 13</b>	6	7	Stable	Analyses en chimie et en spectroscopie RMN
<b>Carbone 14</b>	6	8	Radioactif	Datation d'objets organiques anciens

Pour **comment calculer la masse d'un atome de carbone 12**, on part de sa masse de  $^{12}\text{u}$ , puisque l'atome de référence est le  $^{12}\text{C}$ . Or  $1 \text{ u} = 1,6605 \times 10^{-27}$  kg. On multiplie donc :

$$12 \times 1,6605 \times 10^{-27} = 1,9926 \times 10^{-26} \text{ kg.}$$

On obtient ainsi la **masse d'un atome de carbone 12**. Cette valeur est infime, ce qui explique pourquoi on utilise l'unité de masse atomique plutôt que le kilogramme à l'échelle microscopique. Dans le tableau périodique, vous voyez souvent une masse atomique voisine de  $^{12,01}$  et non exactement  $^{12}$  ; cela vient du fait qu'on indique une *masse atomique moyenne*, calculée à partir des isotopes naturellement présents sur Terre. Ce type de calcul tombe régulièrement au bac, surtout quand il faut relier nombre de masse, isotope et conversion d'unités.

I

*Qu'est-ce qu'un ISOTOPE ? | Physique-Chimie (lycée) — Paul Olivier*

## Mini-calcul guidé : comment passer de 12 u à la masse d'un atome de carbone en kilogrammes

Pour un atome de **carbone 12**, la masse vaut **12 u**. Or **1 u** correspond à  $1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}$ . Il suffit donc de multiplier :

$$m(^{12}\text{C}) = 12 \times 1,66 \times 10^{-27} = 1,992 \times 10^{-26} \text{ kg.}$$

En arrondissant correctement, on obtient  $1,99 \times 10^{-26} \text{ kg}$ , ou, plus simplement,  $2,0 \times 10^{-26} \text{ kg}$  selon la précision demandée.

La méthode tient en *trois réflexes*. D'abord, repérer la masse en unité atomique : ici,  $^{12 \text{ u}}$ . Ensuite, convertir avec la relation  $1 \text{ u} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}$ . Enfin, arrondir sans changer l'ordre de grandeur. En classe, je conseille d'écrire séparément le nombre et la puissance de  $10$  : cela limite les erreurs de calcul et aide à refaire seul le passage d'une masse atomique vers une masse en kilogrammes.

## Quel est le modèle de l'atome de carbone ? Schéma, structure électronique et tétravalence

Le **modèle de l'atome de carbone** utile au lycée montre un noyau central contenant **6 protons**, entouré de **6 électrons**. Sa **structure électronique** s'écrit  $1s^2 2s^2 2p^2$ , soit une répartition **K2 L4**. Cette configuration laisse **4 électrons de valence** sur la couche externe : c'est la base de la **tétravalence du carbone** et de sa capacité à former quatre liaisons covalentes stables.

Pour un **atome de carbone schéma** simple, imagine un noyau très petit au centre, puis des électrons autour. Au lycée, on utilise souvent le modèle en couches : la couche **K** porte **2 électrons**, la couche **L** en porte **4** pour le carbone. C'est un modèle pratique pour comprendre. L'écriture plus précise,  $1s^2 2s^2 2p^2$ , décrit la répartition dans des sous-couches électroniques. Les deux représentations disent la même idée essentielle : la couche externe n'est pas complète. Cette *particularité de l'atome de carbone* explique son comportement chimique. Avec **4 électrons de valence**, le carbone cherche souvent à compléter sa couche externe en partageant des électrons avec d'autres atomes. Ce partage forme une **liaison covalente**. Voilà pourquoi le carbone construit une immense variété de molécules.

La **tétravalence du carbone** signifie donc qu'un atome de carbone peut former **quatre liaisons covalentes**. C'est ce qui rend possible des molécules très simples, mais aussi des structures biologiques et industrielles complexes. Dans mes classes, c'est souvent le déclic : la structure électronique n'est pas une formule abstraite, elle explique directement le réel. Le méthane,  $CH_4$ , montre un carbone lié à **4 hydrogènes**. Le dioxyde de carbone,  $CO_2$ , montre un carbone lié à **2 oxygènes** par deux doubles liaisons. L'éthanol, le glucose ou de nombreux plastiques reposent sur la même logique : un squelette carboné capable d'enchaîner les liaisons, de se ramifier et de rester stable. C'est la grande force du carbone en chimie organique.

Structure du carbone	Conséquence chimique	Exemple du quotidien
<b>K2 L4</b> ou $1s^2 2s^2 2p^2$	<b>4 électrons de valence</b>	Méthane, $CH_4$
Couche externe incomplète	Formation de <b>liaisons covalentes</b>	Dioxyde de carbone, $CO_2$
Possibilité de 4 liaisons	<b>Tétravalence</b>	Éthanol, $C_2H_5O$
Chaînes et ramifications	Grande diversité moléculaire	Glucose, plastiques

**Bonus du prof** : le modèle en couches est *simplifié*, mais très utile en Seconde et en Première. L'écriture  $1s^2 2s^2 2p^2$  est plus rigoureuse, sans relever encore du niveau universitaire. Enfin, la **particularité de l'atome de carbone** ne tient pas seulement à ses liaisons : un même élément peut exister sous plusieurs formes solides, appelées **allotropes**. Les plus connues sont le **graphite** et le **diamant**. Dans les deux cas, ce sont bien des atomes de carbone. Ce qui change, c'est leur organisation et donc leurs propriétés.

## Pourquoi l'atome de carbone est-il essentiel ? Vivant, isotopes, cycle du carbone et applications concrètes

Le **carbone** est essentiel car il forme des liaisons variées et stables, capables de construire des chaînes, des cycles et d'immenses molécules. Ce n'est pas un *atome de vie* au sens strict, mais l'atome central de nombreuses substances du vivant, du **dioxyde de carbone** aux sucres, lipides et protéines.

Si l'on cherche **pourquoi l'atome de carbone est essentiel**, la réponse tient à sa structure électronique et à sa grande souplesse chimique. Avec ses quatre électrons de valence, il peut se lier à d'autres atomes de carbone, mais aussi à l'hydrogène, à l'oxygène, à l'azote ou au soufre. Cette propriété explique la diversité des molécules organiques. Le carbone n'est donc pas vivant en lui-même. En revanche, il entre dans la composition du glucose, des acides gras, des acides aminés et de l'ADN. On le retrouve aussi dans des matériaux très concrets du quotidien : plastiques, carburants, graphite des mines de crayon, charbon, diamant. Même des **composés minéraux** solides contiennent du carbone, comme le calcaire, de formule  $\text{CaCO}_3$ , ou la craie. Côté gaz, le plus connu reste le **dioxyde de carbone**, de formule  $\text{CO}_2$ , mais le monoxyde de carbone  $\text{CO}$  contient lui aussi cet élément.

Le **cycle du carbone** relie l'atmosphère, les océans, les sols, les roches et les êtres vivants. Dans l'air, le carbone se trouve surtout sous forme de  $\text{CO}_2$ . Les végétaux l'absorbent par **photosynthèse** et fabriquent de la matière organique. Les animaux, les champignons et les micro-organismes récupèrent ensuite ce carbone en se nourrissant. Par la **respiration cellulaire**, une partie retourne dans l'atmosphère sous forme de  $\text{CO}_2$ . La combustion du bois, du charbon, du pétrole ou du gaz libère aussi du carbone stocké. Les océans jouent un rôle majeur, car ils dissolvent une partie du  $\text{CO}_2$  atmosphérique. À plus long terme, du carbone est piégé dans des sédiments, des roches carbonées ou des carbonates. La **taille d'un atome de carbone** est minuscule, de l'ordre de  $10^{-10}\text{m}$ , mais ses échanges gouvernent des équilibres planétaires très visibles.

Les **isotopes du carbone** montrent bien que tous les atomes de carbone n'ont pas exactement la même masse. Le  $^{12}\text{C}$  sert de référence pour définir l'unité de masse atomique. Le  $^{13}\text{C}$ , plus rare, est utilisé en analyses chimiques, notamment en spectroscopie RMN, et en traçage biologique pour suivre le devenir d'une molécule. Le  $^{14}\text{C}$  est radioactif : c'est lui qui permet la **datation au carbone 14** des matières organiques anciennes, comme le bois, les tissus ou les os. Une question insolite revient parfois : *combien coûte un atome de diamant ?* En pratique, un atome isolé n'a pas de prix commercial pertinent. Ce qui a une valeur marchande, c'est le matériau diamant, c'est-à-dire un immense réseau d'atomes de carbone organisés. Aujourd'hui, comprendre ces

transferts de carbone aide aussi à lire les enjeux climatiques, puisque l'augmentation du  $\text{CO}_2$  atmosphérique modifie l'équilibre du cycle global.

### **Quelle est la masse d'un atome de carbone ?**

La masse d'un atome de carbone dépend de l'isotope considéré. Pour le carbone 12, elle vaut environ  $1,99 \times 10^{-26}$  kg, soit 12 unités de masse atomique. C'est cette valeur qui sert de référence en chimie, car l'unité de masse atomique a été définie à partir du carbone 12.

### **Comment calculer la masse d'un atome de carbone ?**

Pour calculer la masse d'un atome de carbone, on multiplie sa masse atomique en unité u par  $1,66 \times 10^{-27}$  kg. Pour le carbone 12 :  $12 \times 1,66 \times 10^{-27} = 1,99 \times 10^{-26}$  kg. On peut aussi diviser la masse molaire du carbone par le nombre d'Avogadro.

### **Quel est le modèle de l'atome de carbone ?**

Le modèle actuel de l'atome de carbone repose sur un noyau central entouré d'électrons répartis en couches ou orbitales. Son noyau contient des protons et souvent des neutrons. Autour, 6 électrons se distribuent selon la configuration électronique  $1s^2 2s^2 2p^2$ . On parle aujourd'hui de modèle quantique plutôt que de simple modèle planétaire.

### **Quelle est la composition d'un atome de carbone ?**

Un atome de carbone possède toujours 6 protons dans son noyau et 6 électrons autour du noyau s'il est neutre. Le nombre de neutrons varie selon l'isotope. Par exemple, le carbone 12 en a 6, tandis que le carbone 14 en a 8. C'est ce qui explique les différences de masse.

### **Quelle est la composition d'un atome de carbone 12 ?**

Le carbone 12 est constitué de 6 protons, 6 neutrons et 6 électrons. Les 6 protons et 6 neutrons sont dans le noyau, tandis que les 6 électrons gravitent autour. Le nombre 12 correspond au total protons + neutrons. C'est l'isotope le plus courant du carbone dans la nature.

### **Quelle est la taille d'un atome de carbone ?**

La taille d'un atome de carbone est de l'ordre de 0,1 à 0,2 nanomètre, soit environ  $10^{-10}$  mètre. Son rayon atomique dépend du contexte chimique, mais on retient souvent une valeur proche de 70 picomètres pour l'atome seul. À cette échelle, la matière est presque entièrement constituée de vide.

### **Quelle est la particularité de l'atome de carbone ?**

La grande particularité de l'atome de carbone est sa capacité à former quatre liaisons chimiques stables. Cela lui permet de créer des chaînes, des cycles et des structures très

variées. C'est pourquoi il est au cœur de la chimie organique et de toutes les molécules du vivant, des sucres à l'ADN.

### **combien coute un atome de diamant**

Un atome de diamant, pris isolément, ne se vend pas réellement : c'est simplement un atome de carbone organisé dans un cristal. Si l'on fait un calcul théorique, son coût est infinitésimal, bien inférieur au milliardième de milliardième d'euro. Le prix du diamant vient surtout de sa rareté, de sa taille et de sa qualité.

Retenir l'essentiel sur l'atome de carbone, c'est d'abord maîtriser trois repères : symbole C, numéro atomique  $Z = 6$ , et distinction entre atome, élément et isotope. Si tu sais expliquer pourquoi  $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$  et  $^{14}\text{C}$  restent du carbone, tu as déjà compris le cœur du chapitre. Pour réviser, entraîne-toi à écrire sa notation conventionnelle, à compter protons, neutrons et électrons, puis à relier sa structure électronique à sa tétravalence dans des exemples concrets.

**[Continue sur lycee-condorcet.fr](https://www.lycee-condorcet.fr)**

Lycée Condorcet - Document pédagogique