

COURS

Constitution de la matière — Atome et tableau périodique

2^{de}

Programme de seconde générale et technologique — BO spécial n°1 du 22 janvier 2019

Un chimiste ne peut pas compter les atomes : il n'en voit aucun. Il ne sait que peser. Tout ce chapitre consiste à construire le pont entre ces deux mondes — celui des entités, invisibles et innombrables, et celui de la balance, qui affiche des grammes. Ce pont porte un nom, la mole, et un nombre, celui d'Avogadro. Une fois qu'on l'a traversé, la chimie quantitative devient une simple affaire de proportions.

1 L'atome et ses électrons

DÉFINITION

Les électrons d'un atome se répartissent en **couches** successives, notées **K, L, M**. Chaque **couche électronique** a une capacité maximale : **2** électrons pour K, **8** pour L, **8** pour M au niveau de la seconde. On remplit dans l'ordre, en ne commençant une couche que lorsque la précédente est saturée. La dernière couche occupée est la **couche de valence** : c'est elle, et elle seule, qui détermine le comportement chimique.

$$Z = 17 : (K)^2(L)^8(M)^7$$

DÉFINITION

Un **ion** est un atome qui a **gagné** ou **perdu** un ou plusieurs électrons. Le noyau ne change jamais : le nombre de **protons**, donc l'élément, reste le même. Un atome forme l'**ion** qui lui donne une couche de valence saturée — huit électrons, ou deux pour les plus légers. C'est la **règle de l'octet**, et elle explique pourquoi le sodium donne Na^+ et le chlore Cl^- sans jamais faire l'inverse.

PRÉVOIR L'ION FORMÉ PAR UN ATOME

- ① Écrire la structure électronique de l'atome à partir de son numéro atomique Z .
- ② Compter les électrons de la **couche de valence**, la dernière occupée.
- ③ Comparer à 8 : si le compte est proche de 8, l'atome **gagne** les électrons manquants ; s'il est proche de 0, il **perd** ceux de la couche de valence.
 $8 - 7 = 1$
 Le chlore, $(K)^2(L)^8(M)^7$, gagne un seul électron.
- ④ Écrire la charge en exposant, avec son signe : un électron **gagné** donne une charge **négative**.
- ⑤ Contrôler le sens : un ion positif a **moins** d'électrons que de protons, jamais l'inverse.

EXEMPLE

Le magnésium a pour numéro atomique $Z = 12$. Donner sa structure électronique et prévoir l'ion qu'il forme.

- ① On remplit K, puis L, puis M :
 $2 + 8 + 2 = 12$
- ② La structure est donc $(K)^2(L)^8(M)^2$.
- ③ La couche de valence, M, ne porte que **2** électrons : il est bien plus économique de les perdre que d'en gagner six.
- ④ En perdant deux électrons, l'atome garde ses 12 protons et n'a plus que 10 électrons.
 $12 - 10 = 2$

Mg^{2+} , un cation de charge +2

2 Le tableau périodique

RÈGLE

Le **tableau périodique** classe les éléments par numéro atomique **croissant**. Une **ligne**, appelée période, correspond à une même **couche électronique** externe en cours de remplissage. Une **colonne**, appelée famille, rassemble les éléments ayant le **même nombre d'électrons de valence** — c'est pour cela qu'ils ont des propriétés chimiques semblables et forment le même type d'**ion**. Toute la puissance du **tableau périodique** tient dans cette phrase : la place prédit le comportement.

Trois familles à connaître. Les **alcalins** (première colonne) ont un seul électron de valence et donnent des ions $+$. Les **halogènes** (avant-dernière colonne) en ont sept et donnent des ions $-$. Les **gaz nobles** (dernière colonne) ont déjà une couche saturée : ils ne forment presque aucun composé, et c'est justement leur stabilité qui sert de référence à la règle de l'octet.

3 De l'atome à la balance : la mole

DÉFINITION

Une **mole** est un **paquet** d'entités, comme une douzaine est un paquet de douze. Le nombre d'entités par **mole** est la constante d'**Avogadro**, environ $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. La **masse molaire** M , en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, est la masse d'une **mole** de l'entité considérée : c'est elle qu'on lit dans le **tableau périodique**, et c'est elle qui traduit une pesée en quantité de matière.

$$n = \frac{m}{M}$$

PROPRIÉTÉ

Pour une espèce dissoute dans un solvant, la **concentration molaire** c est la quantité de matière de soluté par **litre** de solution. Elle s'exprime en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La grandeur V est le volume de la **solution**, pas celui du solvant ajouté, et il doit toujours être converti en litres avant le calcul.

$$c = \frac{n}{V}$$

LE PIÈGE QUI COÛTE LE PLUS DE POINTS

Traiter la masse molaire comme la masse d'un atome, ou écrire une concentration molaire sans avoir converti le volume en litres. — La masse molaire est la masse de $6,02 \times 10^{23}$ entités, pas d'une seule : un atome de carbone ne pèse évidemment pas 12 g. Quant au volume, une solution préparée dans une fiole de 250 mL vaut **0,250 L** : oublier la conversion multiplie le résultat par mille, et un tel écart passe souvent inaperçu parce que le nombre obtenu reste « joli ».

Le réflexe : Avant tout calcul, écrire les données avec leurs unités : g, $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, L.

PRÉPARER UNE SOLUTION PAR DISSOLUTION

- ① Partir du **but** : la **concentration molaire** c et le volume V de solution souhaités.
- ② Calculer la quantité de matière nécessaire par $n = c \times V$, avec V en litres.
 $0,2 \times 0,25 = 0,05$
Pour 250 mL d'une solution à $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, il faut 0,05 mol de soluté.
- ③ Convertir cette quantité en masse à peser par $m = n \times M$.
 $0,05 \times 58,5 \approx 2,9$
Avec $M = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ pour le chlorure de sodium, il faut peser 2,9 g.
- ④ Dissoudre la masse pesée dans la **fiole jaugée**, puis compléter jusqu'au trait de jauge — le volume final est celui de la **solution**.
- ⑤ Vérifier que la masse pesée est mesurable : quelques grammes se pèsent, quelques microgrammes non.

À VÉRIFIER

- Ai-je rempli les couches **dans l'ordre** K, L, M, sans en entamer une avant la saturation de la précédente ?
- Mon **ion** a-t-il une couche de valence **saturée** ?
- Ai-je laissé le **noyau** intact en formant l'ion ?
- Ai-je converti tous les volumes en **litres** avant d'écrire une **concentration molaire** ?
- Ai-je utilisé la masse molaire en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et la masse en **grammes** ?
- Mon résultat a-t-il un ordre de grandeur plausible — quelques grammes, quelques dixièmes de mole ?

À RETENIR

- Remplissage des couches : **K (2), L (8), M (8)** — dans l'ordre, sans saut.
- La **couche électronique** externe, dite de valence, décide de toute la chimie de l'atome.
- Un **ion** se forme pour **saturer** cette couche : règle de l'octet.
- Le noyau ne bouge jamais : un ion a le même nombre de **protons** que l'atome.
- **Tableau périodique** : ligne = couche en remplissage, colonne = même valence.
- Une **mole** contient environ $6,02 \times 10^{23}$ entités — constante d'**Avogadro**.
- $n = m / M$, avec m en g et M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- **Concentration molaire** : $c = n / V$, avec V en **litres**.
- Diluer conserve la quantité de matière : $c_1 V_1 = c_2 V_2$.