L’air : composition, molécules et dissolution des gaz

Fiche méthode

(Physique-chimie 4e · Décrire la matière · L’air)

La démarche pour toute question sur l’air

1. Je repère ce qu’on étudie. Des particules (dessin, nombre de molécules), une masse d’air, un gaz dissous ou un polluant ?

2. J’utilise les bons repères. 78 N_2, 21 O_2, 1 Ar sur 100 particules ; 1,2 g/L ; teneur en mg/L ; concentration en µg/m³.

3. Je calcule et je vérifie l’unité. mL → L et µg → mg (÷ 1 000) ; je conclus par une phrase.

Le réflexe — l’air est un mélange de molécules qui ont une masse, qui se dissolvent dans l’eau et auxquelles les polluants se mêlent.

Cas 1 · Compter les particules de l’air

Réflexe — molécules d’un gaz = nombre de particules × pourcentage ÷ 100 ; dessin de l’air : des molécules N_2 et O_2, environ 4 pour 1.

Exemple 1. Combien de molécules de dioxygène un échantillon de 1 500 particules d’air sec contient-il ?

Environ 21 particules sur 100 sont des molécules O_2 : $1\,500 \times 21 \div 100 = 315$.

Environ **315** molécules de dioxygène.

Exemple 2. Un dessin montre 9 molécules N_2 et 6 molécules O_2. Représente-t-il l’air ?

$9 \div 6 = 1{,}5$: 1,5 molécule de diazote pour 1 de dioxygène, au lieu d’environ 4.

Non : il y a beaucoup trop de dioxygène.

Attention — ne confonds pas molécules et atomes : une molécule N_2 compte 2 atomes d’azote.

Cas 2 · Mesurer la masse d’un litre d’air

Réflexe — masse ajoutée = $m_2 - m_1$; volume V en litres ; masse d’un litre = $(m_2 - m_1) \div V$.

Exemple. Bouteille rigide : 405,2 g, puis 408,8 g après avoir pompé ; l’air ajouté occupe 3 L. Masse d’un litre d’air ?

$408{,}8 - 405{,}2 = 3{,}6$ g d’air ajouté.

$3{,}6 \div 3 = 1{,}2$: **1,2 g/L**.

Attention — un récipient qui gonfle fausse la mesure ; un volume en mL se divise par 1 000.

Cas 3 · Raisonner sur un gaz dissous

Réflexe — masse = teneur × volume ; pression plus grande → plus de gaz dissous (proportionnel) ; pression qui baisse → bulles.

Exemple 1. Une mare de 2 000 L contient de l’eau à 7 mg/L de dioxygène dissous. Quelle masse de dioxygène ?

$7 \times 2\,000 = 14\,000$ mg.

Soit **14 g** de dioxygène dissous.

Exemple 2. La pression d’un gaz au-dessus de l’eau est multipliée par 6. Que devient la masse de ce gaz qui peut se dissoudre ?

À température fixée, la masse dissoute est proportionnelle à la pression.

Elle est **multipliée par 6**.

Attention — teneur en mg/L × volume en L donne des mg ; 1 g = 1 000 mg.

Cas 4 · Lire une mesure de pollution

Réflexe — masse = concentration × volume (en µg) ; indice ATMO = sous-indice le plus dégradé.

Exemple 1. Un couloir de 60 m³ contient 25 µg/m³ de NO_2. Quelle masse de NO_2 ?

25 × 60 = 1 500 µg.
Soit **1,5 mg** de dioxyde d'azote.

Exemple 2. Sous-indices : PM10 très mauvais ; PM2,5 mauvais ; NO_2 et O_3 moyens ; SO_2 bon. Indice du jour ?

On garde le plus dégradé, pas la moyenne : celui des PM10.
Indice ATMO : **très mauvais**.

Attention — 1 mg = 1 000 µg ; une concentration se compare à une valeur guide de même durée (24 h ou année).

Les pièges

- Dessiner l'air avec des atomes seuls : ses particules principales sont des molécules N_2 et O_2, de deux atomes.
- Compter les atomes au lieu des molécules : 21 molécules O_2, c'est 42 atomes d'oxygène.
- Oublier de retirer la masse de la bouteille : on divise la masse d'air ajouté ($m_2 - m_1$), pas m_2.
- Diviser par des mL : 4,2 g pour 3 500 mL, c'est 4,2 ÷ 3,5 = 1,2 g/L.
- Croire que les poissons utilisent l'oxygène des molécules d'eau : ils respirent le dioxygène dissous.
- Faire la moyenne des sous-indices ATMO : l'indice est le sous-indice le plus dégradé.

Ce document est la propriété intellectuelle de Ben, professeur particulier (benprofparticulier.fr), protégée par le Code de la propriété intellectuelle (art. L. 111-1 et L. 122-4). Il est mis à disposition pour un usage personnel de révision. Toute reproduction, diffusion, mise en ligne ou revente, totale ou partielle, sans autorisation écrite est interdite et constitue une contrefaçon (art. L. 335-2).