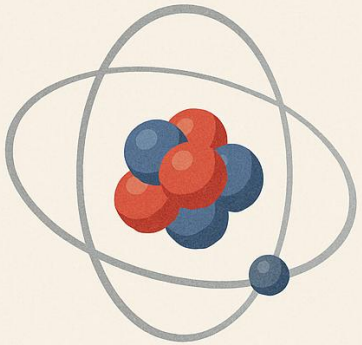
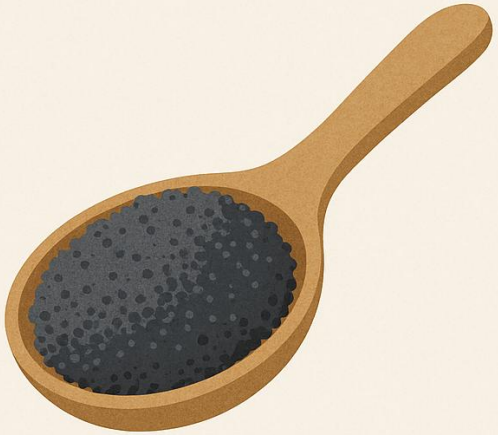
Le Nombre d'Avogadro N_A et la Mole

Objectif du chapitre	Comprendre la relation entre masse, quantité de matière et nombre de particules.
	Découvrir la notion de mole comme lien entre le monde microscopique et macroscopique.
	Appliquer ces notions dans des calculs de chimie de base.

Le Nombre d’Avogadro N_A et la Mole



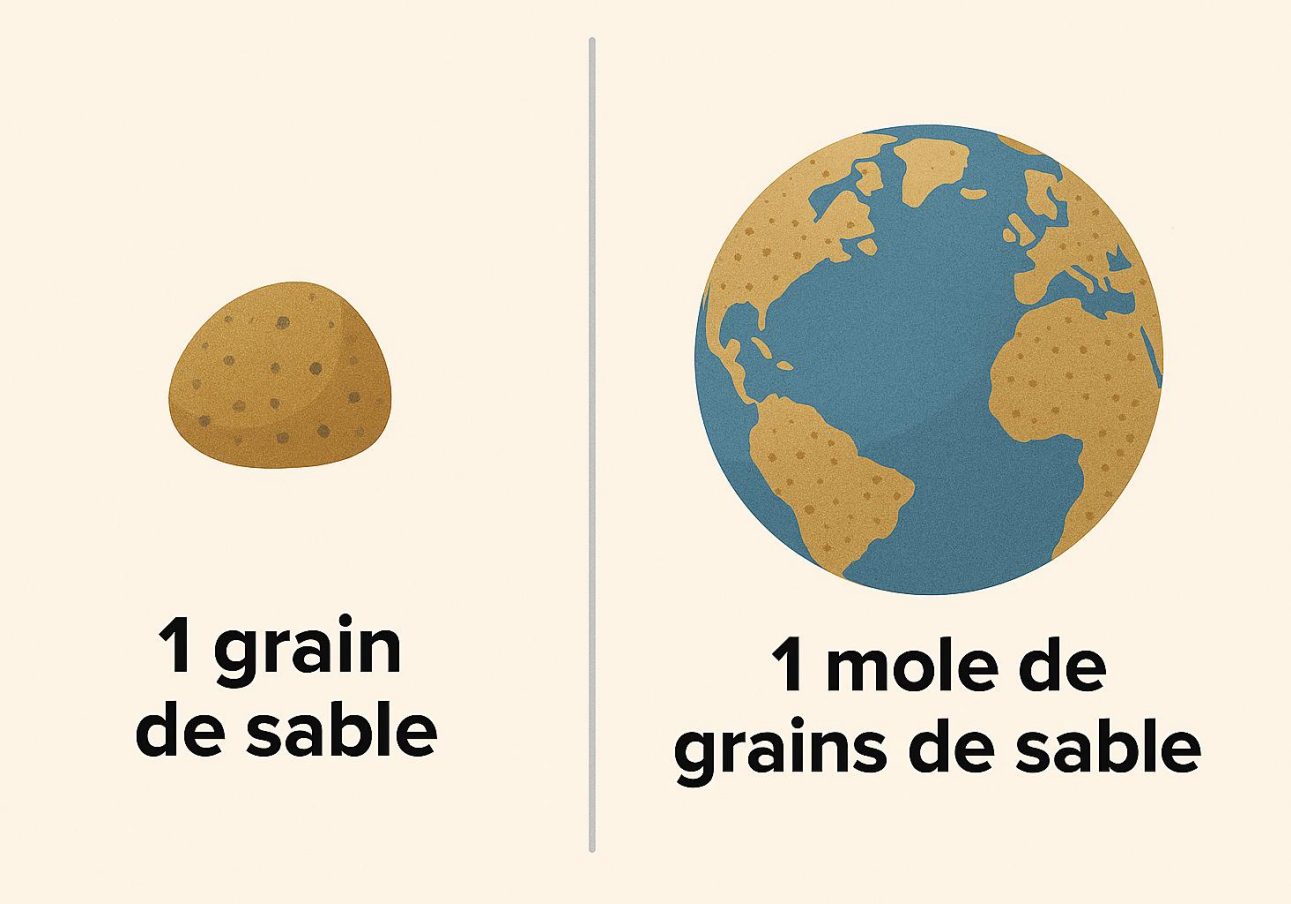
1 atome



1 mole d’atomes



Le Nombre d'Avogadro N_A et la Mole



Si 1 atome = 1 grain de sable → Alors 1 mole d'atomes = un nombre de grains de sable suffisant pour construire des milliers de planètes entières

Combien vaut une mole ?

🔵 **1 mole**

602 214 076 000 000 000 000 000 particules(atome, molécule ou ion)

🔵 **Écriture scientifique**

$N_A = 6{,}022 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$

N_a : nombre d'Avogadro

🔵 **"Imaginez...")**

💡 Si chaque particule était un grain de sable :

- une mole formerait une montagne gigantesque
- il faudrait compter plusieurs milliards de grains chaque seconde pendant des milliards d'années pour tous les dénombrer !

Le Nombre d'Avogadro N_A et la Mole

Pourquoi la mole ?	Une mole est une unité permettant de relier le monde des atomes (microscopique) au monde mesurable (macroscopique).
	Elle permet de compter des particules autrement impossibles à dénombrer.
	Une mole contient exactement $6{,}02214076 \times 10^{23}$ entités élémentaires.

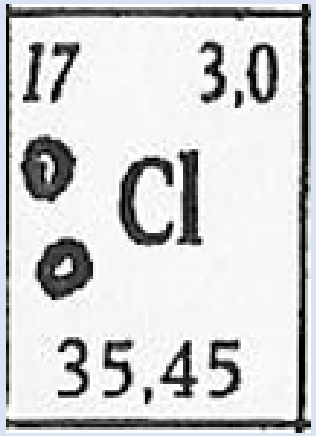
A mole is a bridge between the microscopic world and the macroscpic world.

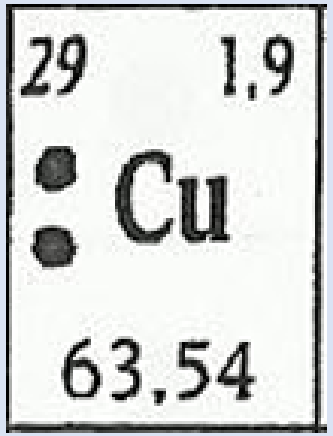


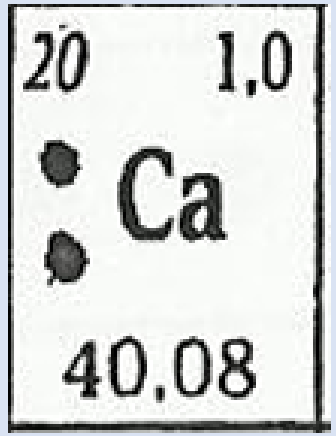
La mole (définition Larousse)

- ✅ 1 mole = $6{,}022 \times 10^{23}$ entités
- ✅ symbole : mol
- ✅ N_a = nombre d'Avogadro
- ✅ permet de compter les atomes, molécules et ions

Combien pèse:







- 1 atome de cuivre ?

63,54 u.m.a.

- 1 molécule de chlorure de calcium ?

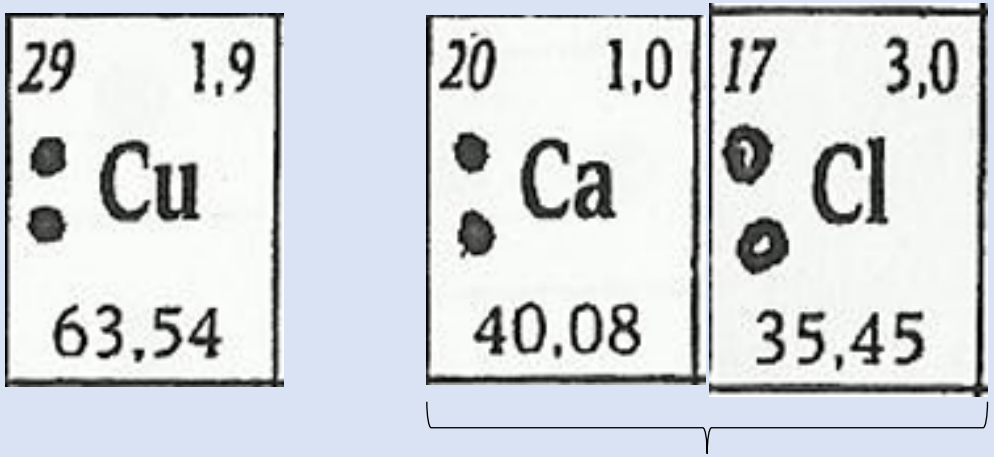
$CaCl_2$

1.40,08 + 2.35,45 = 110,98 u.m.a.

Combien pèse en gramme:

$1\ \text{u.m.a.} = \frac{1}{12}.\text{masse d'1 atome de}\ {}^{12}_{6}C$

$1\ \text{u.m.a.} = 1{,}66.10^{-24}\text{g}$



$CaCl_2$: 40,08 + 2.35,45 = 110,98

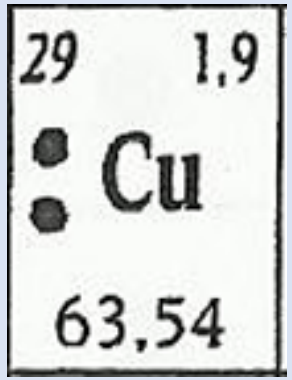
- 1 atome de cuivre ?

$63{,}54.1{,}66.10^{-24} \cong 1.10^{-22}$ g

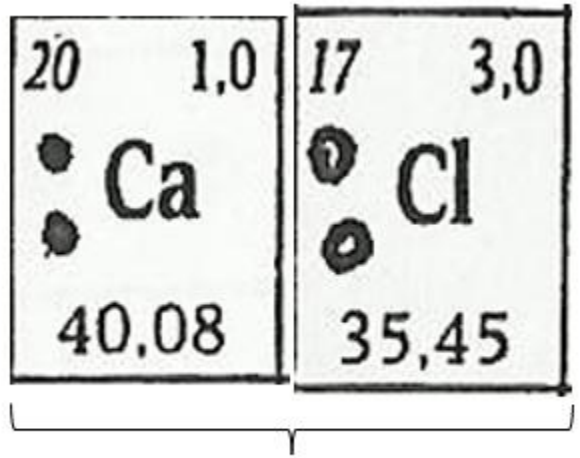
- 1 molécule de chlorure de calcium ?

$110{,}98.1{,}66.10^{-24} \cong 2.10^{-22}$ g

De la masse d'une particule à la masse d'une mole



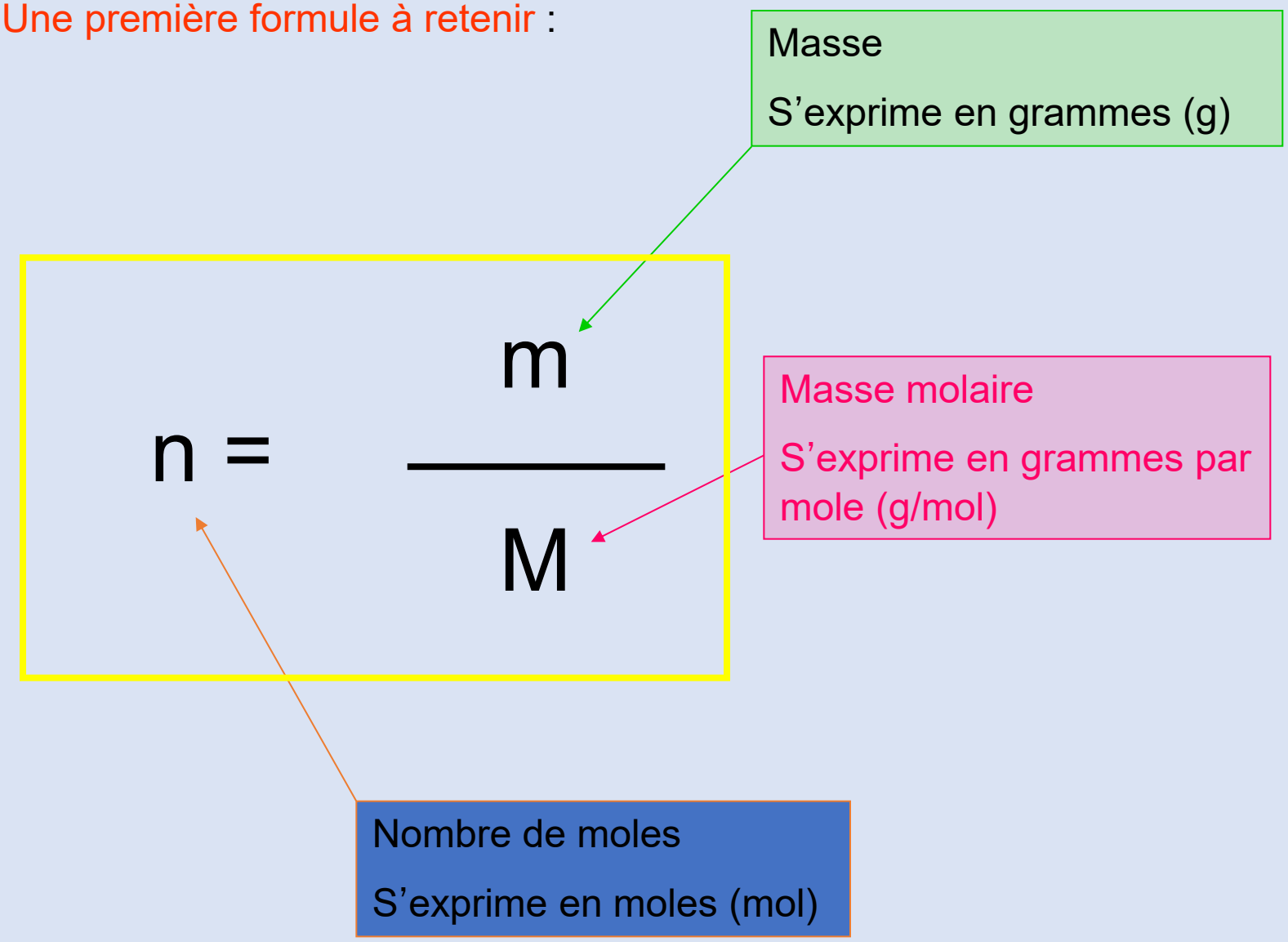
1 atome de Cu pèse 63,54 u.m.a. → X $6{,}02.10^{23}$ atomes de Cu → La masse molaire du cuivre est M (Cu)= 63,54 g/mol



1 molécule de $CaCl_2$ pèse 110,98 u.m.a → X $6{,}02.10^{23}$ molécules de $CaCl_2$ → La masse molaire de $CaCl_2$ est $MCaCl_2$ = 110,98 g/mol

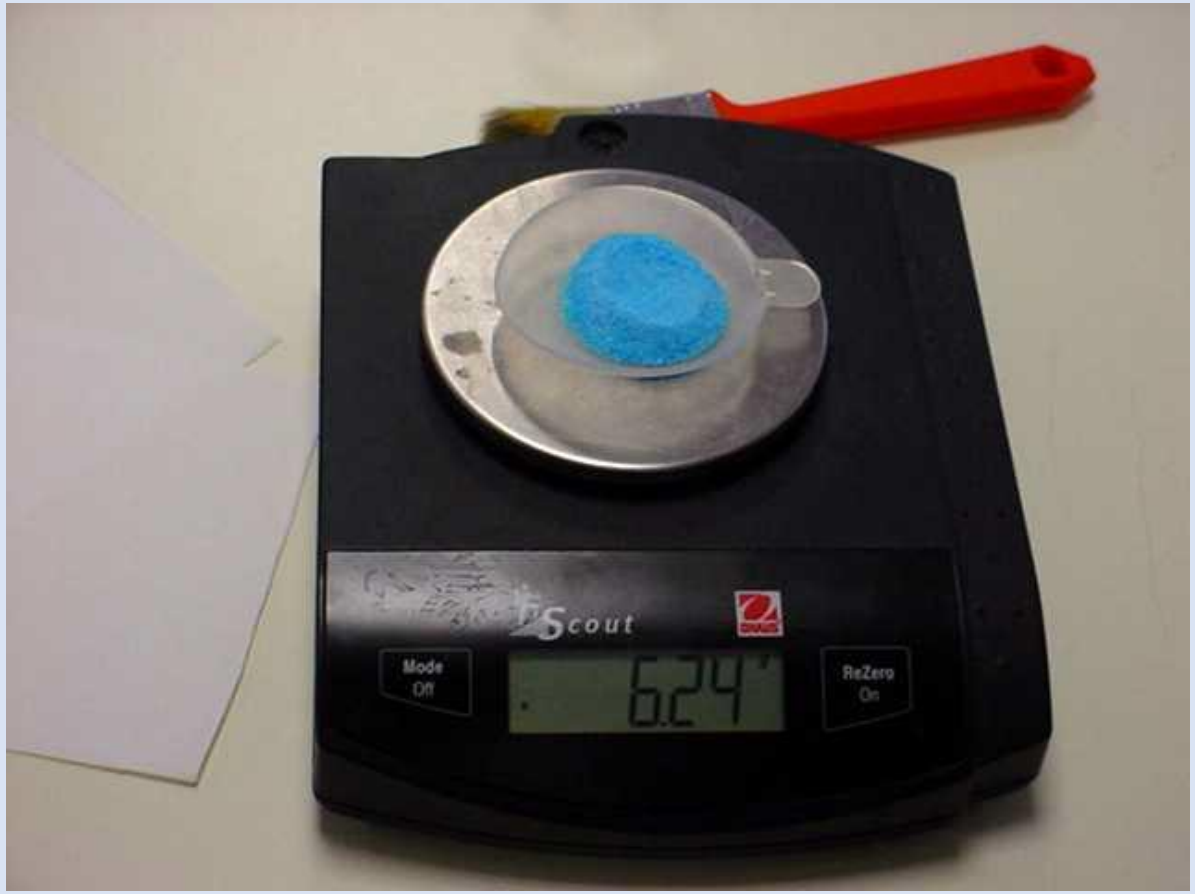
Type	Exemple	Unité	Description
Masse atomique	Cu : 63,54	u m a	masse d’un atome
Masse moléculaire	$CaCl_2$: 110,98	u m a	masse d’une molécule
Masse molaire	Cu : 63,54	g/mol	masse d’une mole d’atomes ou de molécules

Une première formule à retenir :



Pour utiliser cette formule il est important de comprendre la notion de masse molaire.

La masse molaire est la masse d'une mole



a . Masse molaire atomique M(X)

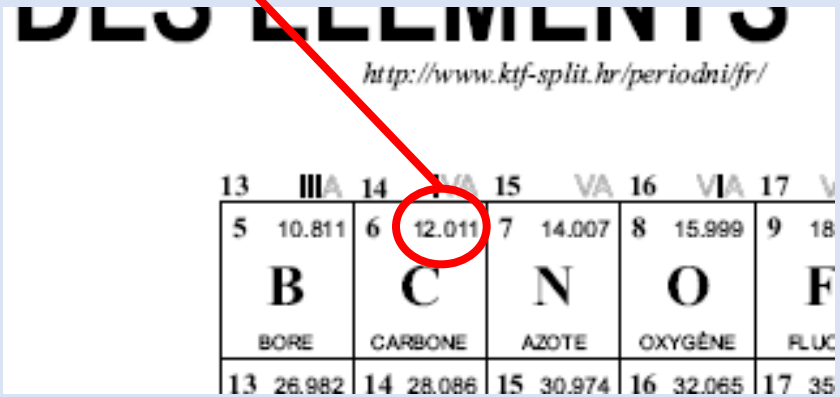
Exemples :

M(C) = 12,0 g/mol ; M(H) = 1,0 g/mol ;
M(O) = 16,0 g/mol ; M(Cl) = 35,5 g/mol ;
M(S) = 32,0 g/mol

La masse molaire atomique M(X) est la masse d'une mole d'atomes de cet élément à l'état naturel. Cette valeur exprimée en g/mol

Exemples :

M(C) = 12,0 g/mol ; M(H) = 1,0 g/mol ; M(O) =16,0 g/.mol ; M(Cl) = 35,5 g/mol ; M(S) =32,0 g/mol.



b . Masse molaire moléculaire

$M(H_2O) = 2 \times M(H) + 1 \times M(O) = 2 \times 1,0 + 1 \times 16,0 = 18,0$ g/mol

$M(C_3H_6Cl_2) = 3 \times M(C) + 6 \times M(H) + 2 \times M(Cl) = 3 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 2 \times 35,5 = 113,0$ g/mol

C. Masse molaire ionique

$M(S^{2-}) = M(S)$

$M(S^{2-}) = 32,1\ g.mol^{-1}$

$M(SO_4^{2-}) = 1 \times 32,1 + 4 \times 16,0 = 96,1\ g/mol$

masse des électrons en + ou en - est négligeable devant la masse des l'atomes

d . Masse molaire d'un solide ionique

Exemples :

$M(CuSO_4) = M(Cu^{2+}) + M(SO_4^{2-}) = M(Cu) - 2 \times M(e^-) + M(S) + 4 \times M(O) + 2 \times M(e^-)$

$= M(Cu) + M(S) + 4 \times M(O) = 63,5 + 32,1 + 4 \times 16,0 = 159,6\ g.mol^{-1}$

La masse molaire M d'un solide ionique se calcule comme celle d'une molécule à partir de la formule statistique du solide.

De la mole au nombre de particules

Combien y a-t-il de molécules dans une quantité de matière ?

Relation fondamentale

Lorsque l'on connaît la quantité de matière n (en mol), le nombre de particules N se calcule grâce au nombre d'Avogadro :

$$N = n \times N_A$$

avec :

- N = nombre de particules (atomes, molécules ou ions)
- n = quantité de matière (mol)
- $N_A = 6{,}022 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$ (nombre d'Avogadro)

Formule inverse

Pour passer du nombre de particules à la quantité de matière :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Exemple

Combien de molécules contient 0,25 mol d'eau ?

1 Données :

- $n = 0{,}25$ mol
- $N_A = 6{,}022 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$

2 Calcul :

$$N = n \times N_A$$
$$N = 0{,}25 \times 6{,}022 \times 10^{23}$$
$$N = 1{,}51 \times 10^{23}$$

3 Réponse :

0,25 mol d'eau contient $1{,}51 \times 10^{23}$ molécules d'eau (H_2O).

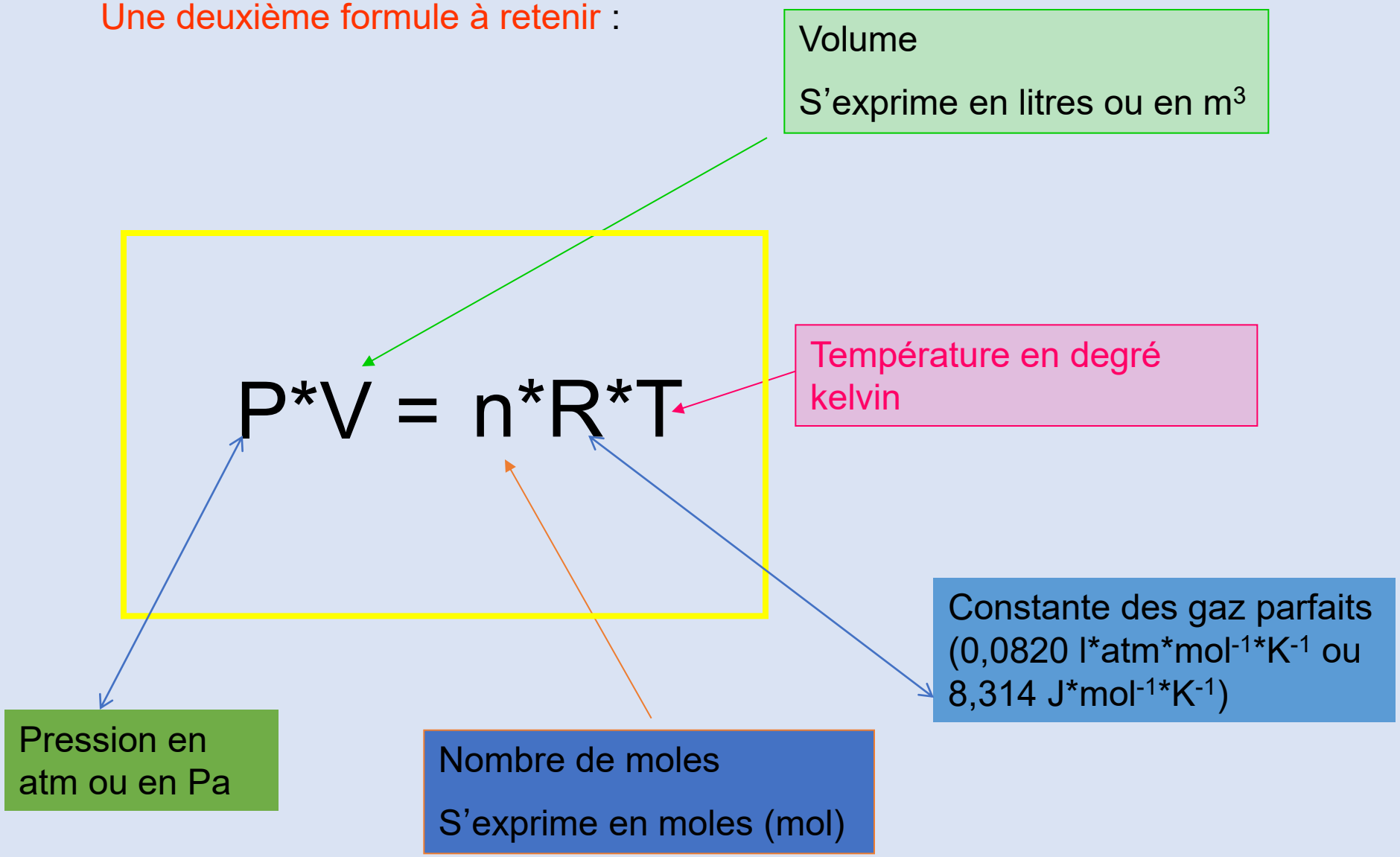


À retenir

- ✓ Pour passer de la mole au nombre de particules : $N = n \times N_A$
- ✓ Pour passer du nombre de particules à la mole : $n = \frac{N}{N_A}$

La mole est le lien entre le monde macroscopique (ce que l'on mesure) et le monde microscopique (ce que l'on ne peut pas compter un à un).

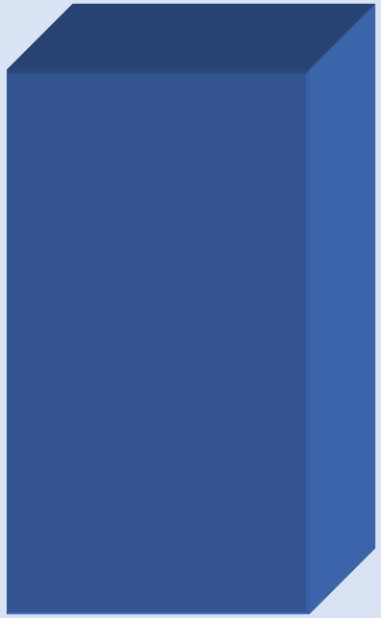
Une deuxième formule à retenir :



volume molaire : .

Conditions	Volume molaire
CNTP (0°C)	22,4 L/mol
CSTP (25°C)	24,5 L/mol

La volume molaire est le volume occupé par une mole de gaz



p.V = n.R.T
1.V = 1.0,082.273,15
V = 22,4 L

CNTP = conditions normales de température et de pression:
p = 1 atm et T° = 273,15 K soit 0°C

CSTP = conditions standards de température et de pression:
p = 1 atm et T° = 298,15 K soit 25°C

Exercice 1

- Le propane a pour formule C_3H_8.

1) Calculer sa masse molaire. On donne : M(C) = 12 g/mol ; M(H) = 1g/mol.

2) Une bouteille contient 13 kg de propane. Déterminer le nombre de moles dans la bouteille.

3) En déduire le volume qu'occuperait 13 kg de propane gazeux dans les conditions standards de température et de pression. Réponse souhaitée en L et en m^3.

Le propane a pour formule C_3H_8.

1) Calculer sa masse molaire. On donne : M(C) = 12 g/mol ; M(H)=1g/mol

$$M(C_3H_8) = 3 * 12 + 8 * 1 = 44 \text{ g/mol}$$

Le propane a pour formule C_3H_8.

2) Une bouteille contient 13 kg de propane. Déterminer le nombre de moles dans la bouteille.

Attention aux unités : dans la formule m s'exprime en gramme (g). Il faut convertir 13 kg en g.

44 g de propane <-> 1 mole de propane (cf. 1)

1 g de propane <-> (1/44) mole de propane

13 000 g de propane <-> 13 000.(1/44) = 295,45 mol

OU $n = \frac{m}{M} = \frac{13000}{44} = 295{,}45\ mol$

Le propane a pour formule C_3H_8.

3) En déduire le volume qu'occuperait 13 kg de propane gazeux dans les conditions standards de température et de pression en m^3 et L.

CNTP = conditions normales de température et de pression:
p = 1 atm et T° = 273,15 K soit 0°C

CSTP = conditions standards de température et de pression:
p = 1 atm et T° = 298,15 K soit 25°C

p.V = n.R.T
1.V = 295,45.0,082.298,15
V = 7223 L ou 7,223 m^3

Grandeur	Symbole	Unité	Formule	Exemple
Masse molaire	M	g/mol	—	18 g/mol (H_2O)
Quantité de matière	n	mol	n = m/M	0,5 mol
Nombre de particules	N	—	N = n × N_A	3×10^{23}
Volume molaire	V_m	L/mol	V_m = V/n	22,4 L/mol

Exercice 2

Au laboratoire, vous disposez de carbonate de sodium décahydraté sous forme de poudre. Sa formule chimique est $Na_2CO_3.10H_2O$.

1) Combien y a-t-il de molécules de carbonate de sodium dans une molécule de carbonate de sodium décahydraté ?

2) Combien y a-t-il de moles d'eau dans une mole de carbonate de sodium décahydraté ?

3) Calculer sa masse molaire. On donne : M(C) = 12 g/mol ; M(H) = 1g/mol; M(O) = 16 g/mol et M(Na) = 23 g/mol.

4) Calculer le pourcentage massique d'eau dans le carbonate de sodium décahydraté.

Résolution de l'exercice 2

Au laboratoire, vous disposez de carbonate de sodium décahydraté sous forme de poudre. Sa formule chimique est $Na_2CO_3.10H_2O$.

1)Dans 1 molécule de $Na_2CO_3.10H_2O$, il y a 1 molécule de Na_2CO_3 et 10 molécules d'eau.

2) Dans 1 mole de $Na_2CO_3.10H_2O$, il y a 1 mole de Na_2CO_3 et 10 moles d'eau.

3)

$M\ Na_2CO_3 = 2.23+1.12+3.16 = 106\ g/mol$

$M\ H_2O = 2.1+16 = 18\ g/mol$

$M\ Na_2CO_3.10H_2O = 106+10.18 = 106 + 180 = 286\ g/mol$

4) Pourcentage massique d'eau = (180/286).100 = 63 %

Exercices proposés des notes de cours

- Dans l’ordre:
  - 17-18-19-20-22-23-27-28-29-30
  - 1-2-3-4-5-6-7-8-11-13