

# CH1-4 L'essentiel sur la mole

## La mole

### Définition

La mole est un « paquet » de  $6,02 \times 10^{23}$  entités chimiques identiques.

### Exemples

- Une mole d'atomes de carbone correspond donc à  $6,02 \times 10^{23}$  atomes
- Une mole de molécules d'eau correspond donc à  $6,02 \times 10^{23}$  molécules d'eau
- Deux moles de molécules de dioxyde de carbone correspond à  $2 \times 6,02 \times 10^{23} = 1,204 \times 10^{24}$  molécules de dioxyde de carbone.

La mole est une unité notée **n** de symbole **mol**.

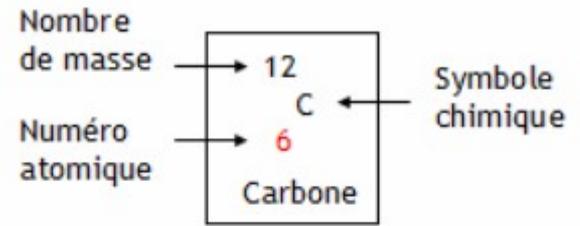
La mole est une unité qui a été définie par le chimiste italien Amedeo Avogadro et le nombre d'entités auquel elle correspond a été appelé le nombre d'Avogadro (noté  $N_A$ ).

Nombre d' Avogadro :  $N_A = 6,02 \times 10^{23}$

Ainsi pour indiquer le nombre d'entités chimiques (N) à partir d'une quantité de matière exprimée en mol (n) on peut utiliser la relation suivante :

$$N = n \times N_A$$

# CH1-4 L'essentiel sur la mole



Le nombre de nucléons  $A$  (aussi appelé nombre de masse) d'une espèce chimique atomique correspond aussi à sa masse molaire exprimée en  $\text{g/mol}$

Pour connaître la masse molaire d'une espèce chimique atomique il suffit donc de consulter le tableau périodique et de repérer son nombre de nucléons.

## Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire correspond à la masse d'une mole de molécules identiques, elle est aussi notée  $M$  et s'exprime en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

La masse molaire d'une molécule est la somme des masses atomiques des différents atomes qui la compose.

Masse molaire de l'éthanol  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  :

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2M(\text{C}) + 6M(\text{H}) + M(\text{O})$$

$$= 2 \times 12 + 6 \times 1 + 16$$

$$= 46 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

# CH1-4 L'essentiel sur la mole

Numéro atomique → 6  
 Masse molaire atomique en g/mol → 12  
 ← Symbole atomique C  
 ← Nom Carbone

PERIODE	COLONNE	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1		1 <b>H</b> Hydrogène 1																	2 <b>He</b> Hélium 4
2		3 <b>Li</b> Lithium 6,9	4 <b>Be</b> Béryllium 9											5 <b>B</b> Bore 10,8	6 <b>C</b> Carbone 12	7 <b>N</b> Azote 14	8 <b>O</b> Oxygène 16	9 <b>F</b> Fluor 19	10 <b>Ne</b> Néon 20,2
3		11 <b>Na</b> Sodium 23	12 <b>Mg</b> Magnésium 24,3											13 <b>Al</b> Aluminium 27	14 <b>Si</b> Silicium 28,1	15 <b>P</b> Phosphore 31	16 <b>S</b> Soufre 32,1	17 <b>Cl</b> Chlore 35,5	18 <b>Ar</b> Argon 39,9
4		19 <b>K</b> Potassium 39,1	20 <b>Ca</b> Calcium 40,1	21 <b>Sc</b> Scandium 45	22 <b>Ti</b> Titane 47,9	23 <b>V</b> Vanadium 50,9	24 <b>Cr</b> Chrome 52	25 <b>Mn</b> Manganèse 54,9	26 <b>Fe</b> Fer 55,8	27 <b>Co</b> Cobalt 58,9	28 <b>Ni</b> Nickel 58,7	29 <b>Cu</b> Cuivre 63,5	30 <b>Zn</b> Zinc 65,4	31 <b>Ga</b> Gallium 69,7	32 <b>Ge</b> Germanium 72,6	33 <b>As</b> Arsenic 74,9	34 <b>Se</b> Sélénium 79	35 <b>Br</b> Brome 79,9	36 <b>Kr</b> Krypton 83,8
5		37 <b>Rb</b> Rubidium 85,5	38 <b>Sr</b> Strontium 87,6	39 <b>Y</b> Yttrium 88,9	40 <b>Zr</b> Zirconium 91,2	41 <b>Nb</b> Niobium 92,9	42 <b>Mo</b> Molybdène 95,9	43 <b>Tc</b> Technétium 98	44 <b>Ru</b> Ruthénium 101,1	45 <b>Rh</b> Rhodium 102,9	46 <b>Pd</b> Palladium 106,4	47 <b>Ag</b> Argent 107,9	48 <b>Cd</b> Cadmium 112,4	49 <b>In</b> Indium 114,8	50 <b>Sn</b> Étain 118,7	51 <b>Sb</b> Antimoine 121,8	52 <b>Te</b> Tellure 127,6	53 <b>I</b> Iode 126,9	54 <b>Xe</b> Xénon 131,3
6		55 <b>Cs</b> Césium 132,9	56 <b>Ba</b> Baryum 137,3	57 <b>La</b> Lanthane 138,9	72 <b>Hf</b> Hafnium 178,5	73 <b>Ta</b> Tantale 180,9	74 <b>W</b> Tungstène 183,8	75 <b>Re</b> Rhénium 186,2	76 <b>Os</b> Osmium 190,2	77 <b>Ir</b> Iridium 192,2	78 <b>Pt</b> Platine 195,1	79 <b>Au</b> Or 197	80 <b>Hg</b> Mercure 200,6	81 <b>Tl</b> Thallium 204,4	82 <b>Pb</b> Plomb 207,2	83 <b>Bi</b> Bismuth 209	84 <b>Po</b> Polonium 209	85 <b>At</b> Astate 210	86 <b>Rn</b> radon 222
7		87 <b>Fr</b> Francium 223	88 <b>Ra</b> Radium 226	89 <b>Ac</b> Actinium 227	104 <b>Rf</b> Rutherfordium 261	105 <b>Db</b> Dubnium 262	106 <b>Sg</b> Seaborgium 266	107 <b>Bh</b> Bohrium 264	108 <b>Hs</b> Hassium 269	109 <b>Mt</b> Meitnerium 268	110 <b>Ds</b> Darmstadtium 272	111 <b>Rg</b> Roentgenium 272	112 <b>Cn</b> Copernicium 277	114 <b>Uuq</b> Ununquadium 289	116 <b>Uuh</b> Ununhexium 292	118 <b>Uuo</b> Ununoctium 294			
					58 <b>Ce</b> Cérium 140,1	59 <b>Pr</b> Praséodyme 140,9	60 <b>Nd</b> Néodyme 144,2	61 <b>Pm</b> Prométhium 145	62 <b>Sm</b> Samarium 150,4	63 <b>Eu</b> Europium 152	64 <b>Gd</b> Gadolinium 157,4	65 <b>Tb</b> Terbium 158,9	66 <b>Dy</b> Dysprosium 162,5	67 <b>Ho</b> Holmium 164,9	68 <b>Er</b> Erbium 167,3	69 <b>Tm</b> Thulium 168,9	70 <b>Yb</b> Ytterbium 173	71 <b>Lu</b> Lutécium 175	
					90 <b>Th</b> Thorium 232	91 <b>Pa</b> Protactinium 231	92 <b>U</b> Uranium 238	93 <b>Np</b> Neptunium 237	94 <b>Pu</b> Plutonium 244	95 <b>Am</b> Américium 243	96 <b>Cm</b> Curium 247	97 <b>Bk</b> Berkélium 247	98 <b>Cf</b> Californium 251	99 <b>Es</b> Einsteinium 254	100 <b>Fm</b> Fermium 257	101 <b>Md</b> Mendélévium 258	102 <b>No</b> Nobélium 259	103 <b>Lw</b> Lawrencium 260	

Métaux alcalins

Métaux alcalino-terreux

Métaux de transition

Métaux pauvres

Non métaux

Halogènes

Gaz rares

Lanthanides

Actinides

# CH1-4 L'essentiel sur la mole

## Calculer une quantité matière à partir d'une masse

La masse molaire atomique d'un élément chimique ( $M$  en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ), qui est la masse d'une mole d'atomes de cet élément permet de lier la quantité de matière ( $n$ ) et la masse par la relation suivante :

$$n = m/M$$

## Calculer une concentration molaire

La concentration molaire est utilisée essentiellement pour des solutions et permet d'exprimer la proportion de soluté dissous en solution. Elle correspond à la quantité de matière d'une solution par unité de volume. Elle s'exprime donc en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . La concentration molaire d'une espèce chimique  $A$  se note  $[A]$  ou  $C_A$ . Pour calculer la concentration molaire d'une solution de volume  $V$  et comportant une quantité de matière  $n$  de soluté, il suffit d'effectuer le rapport de la quantité de matière par le volume. Ce qui peut se traduire par la relation suivante:

$$c = n/V$$

- $n$  en mol
- $V$  en L
- $c$  en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

## Calculer la quantité de matière dans une solution

Si l'on connaît la concentration molaire ( $c$ ) d'une solution aqueuse alors il est possible d'en déduire la quantité de matière ( $n$ ) qu'elle contient.

En effet, la relation (3) devient :

$$n = cxV$$

# CH1-4 L'essentiel sur la mole

## Volume et quantité de matière

### Volume molaire

Dans les conditions normales de température (0 °C) et de pression atmosphérique, le volume occupé par une mole de **molécules de gaz** (quel que soit le gaz) est égal à 22,4 litres.

$$V_m = 22,4 \text{ L/mol}$$

$$T = 0 \text{ °C} \\ \text{et } P = 1 \text{ atm}$$

$$V_m = 24 \text{ L/mol}$$

$$T = 20 \text{ °C} \\ \text{et } P = 1 \text{ atm}$$

Volume et quantité  
de matière

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

Grandeur		Unité	
Symbole	Nom	Symbole	Nom
$V_m$	volume molaire	L/mol	litre par mole
V	volume	L	litre
n	quantité de matière	mole	mole

# CH1-4 L'essentiel sur la mole

## Concentrations molaire et massique

- $n$  en mol
- $V$  en L
- $C_m$  en g/L
- $C$  en  $\text{mol.L}^{-1}$

**M** : masse molaire moléculaire (g/mol)

On dissout un nombre  $n$  de moles (quantité de matière) de **soluté** dans un volume  $V$  de solvant.

concentration molaire

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



nombre  $n$  de moles de soluté

$$n = C \times V$$



masse  $m$  de soluté

$$m = n \times M$$



concentration massique

$$c_m = \frac{m}{V}$$



On peut aussi calculer directement la concentration massique.

$$c \text{ (massique)} = C \text{ (molaire)} \times M$$