

La mole

PowerPoint 5.1

Comment sait-on combien de particules interagissent?

On a appris qu'un composé est formé de 2 ou plusieurs éléments, et que les éléments sont formés d'atomes – donc un composé doit être formé de 2 ou plusieurs différents atomes.

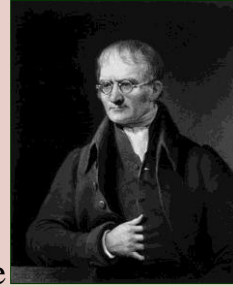
Lors d'une réaction chimique, ces atomes se réorganisent pour former de nouvelles et de différentes molécules.



- Mais, comment sait-on combien d'atomes ou de molécules sont impliqués dans une telle réaction, ou combien d'atomes d'un élément se combineront avec les atomes d'un autre élément?
- Si on voulait effectuer une telle réaction, comment pourrait-on assurer qu'on ait assez de chaque atome?

Des découvertes de John Dalton

Dalton faisait des expériences concernant combien d'un élément pouvait se combiner avec une certaine quantité d'un autre élément.



John Dalton
1766 – 1844

Dalton n'a pas déterminé la masse exacte de chaque élément, mais il a assigné une masse arbitraire à chaque élément où l'hydrogène, le plus léger, avait une masse de "1".

Le carbone, par exemple, était 6 fois plus massif que l'hydrogène, et donc une masse de 6 était attribué à carbone. L'oxygène avait une masse de 16 fois celle d'hydrogène, et donc une masse de 16.

Le travail de Dalton

La réaction entre 2,74 g d'hydrogène gazeux et 97,26 g de chlore gazeux peut produire 100 g de chlorure d'hydrogène gazeux. Si on supposait que le chlorure d'hydrogène contenait un atome de H et un atome de Cl, la masse relative de chlore serait

$\frac{97,26 \text{ g}}{2,74 \text{ g}} = 35,5$ fois plus massif qu'hydrogène, donc le chlore avait une masse relative de 35,5.

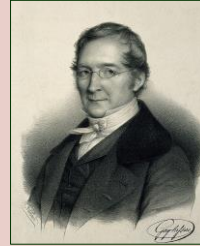
Si 46,0 g de sodium réagissaient avec 71,0 g de chlore, on pourrait calculer la masse relative de sodium,

$\frac{46,0 \text{ g}}{71,0 \text{ g}} = 0,648$ fois la masse de chlore. Donc la masse relative de sodium était $0,648 \times 35,5 = 23,0$

➤ Comme ça, Dalton a pu calculer la masse relatives de plusieurs éléments.

Des decouvertes de Gay-Lussac

Lorsque le chimiste Joseph Gay-Lussac étudiait comment les gaz réagissaient à la même température et à la même pression, il a trouvé que les gaz se combinaient, aussi, dans des rapports de valeurs entières.



Joseph Louis Gay-Lussac
1778 – 1850

Ex. – 1 L d'hydrogène gazeux réagissait avec 1 L de chlore gazeux pour produire 2 L de chlorure d'hydrogène gazeux.

Ex. – 1 L d'azote gazeux réagissait avec 3 L d'hydrogène gazeux pour produire 2 L d'ammoniac gazeux.

Ex. – 2 L de monoxyde de carbone gazeux réagissait avec 1 L d'oxygène gazeux pour produire 2 L de dioxyde de carbone gazeux.

Des découvertes d'Avagadro

Le chimiste Avagadro a proposé que les résultats de Gay-Lussac indiquaient le suivant,

- les volumes égaux de divers gaz (à la même temperature et la même pression) contenait le même nombre de particules.

Si 1 L de gaz A réagissait avec 1 L de gaz B, il y aurait le même nombre de particules de chacun des gaz. Donc, la molécule formée par cette réaction entre A et B serait AB.

Similairement, si 2 L de gaz A réagit avec 1 L de gaz B, les molécules formées auraient la formule A_2B .

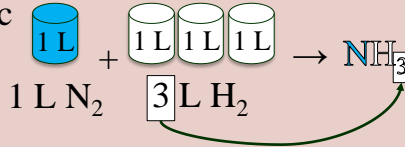


Amedeo Carlo Avogadro
1776 – 1856

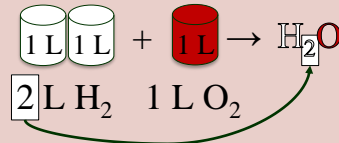
L'application de l'hypothèse d'Avagadro

Cette hypothèse d'Avagadro permettait au chimistes de prédire les formules des composés en déterminant le rapport entre les volume de gaz nécessaire pour créer le composé.

Ex. – si 1 L d'azote réagissait avec 3L d'hydrogène pour produire de l'ammoniac, la formule d'ammoniac devrait être NH_3 ,



Ex. – si 2 L d'hydrogène réagissait avec 1 L d'oxygène pour produire de l'eau, la formule d'eau devrait être H_2O



- Donc, pour créer un composé spécifique, il fallait simplement faire réagir les volumes appropriés des gaz appropriés

Qu'est-ce qu'on fait si nos réactifs ne sont pas des gaz?

Question – Combien de fer solide et de soufre solide est nécessaire pour produire du FeS pour qu'aucun des 2 réactifs n'est en excès, pour que chaque atome de Fe puisse réagir avec un atome de S

Réponse – On pourrait compter de atomes individuels de chaque réactif pour assurer qu'il y ait autant de chacun type d'atome, mais ceci est incroyablement difficile et n'est pas du tout pratique

- Un alternatif serait de mesurer la masse des 2 réactifs.

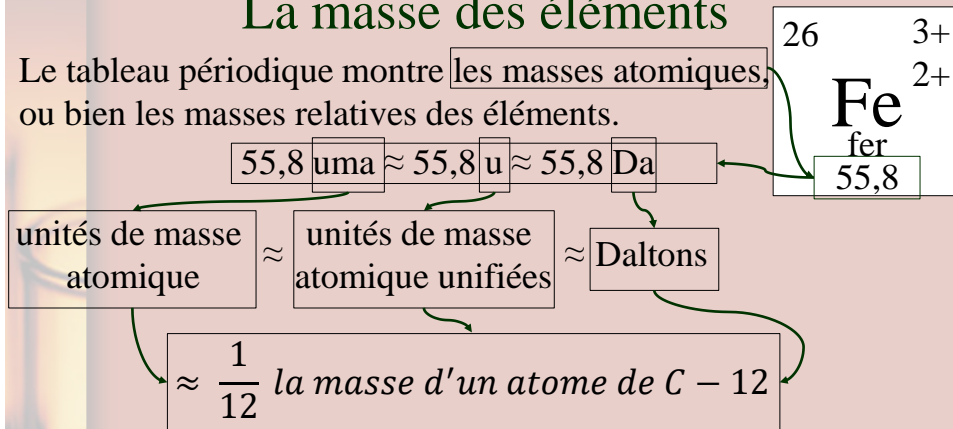
Donc, la même masse de chaque réactif? **NON**

L'atome de chaque élément a, d'habitude, une masse différente, donc 1 g de Fe n'a pas le même nombre d'atomes que 1 g de S

26	3+	16	2-
Fe ²⁺		S	
fer		soufre	
55,8		32,07	

La masse des éléments

Le tableau périodique montre les masses atomiques, ou bien les masses relatives des éléments.



Mais, ces masses ont aussi une deuxième signification – la masse d'une mole de l'élément en unités de grammes.

Une mole est définie comme étant le nombre d'atomes dans exactement 12 g de carbone-12 pure.

La mole et la masse molaire

Le mot "mole" exprime une valeur, comme les mots "douzaine" ou "pair",

une douzaine = 12

un pair = 2

une mole = $6,022\ 140\ 76 \times 10^{23} \approx 6,02 \times 10^{23}$

Ex. – une douzaine de beignes = 12 beignes

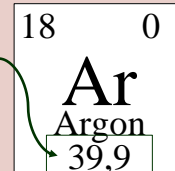
une mole de beignes = $6,02 \times 10^{23}$ beignes

une douzaine d'atomes d'argon = 12 atomes d'argon

une mole d'atomes d'argon = $6,02 \times 10^{23}$ atomes d'argon

La masse de $6,02 \times 10^{23}$ atomes (une mole) d'argon est égale à 39,9 g = la masse molaire

La masse d'une mole d'une particule spécifique

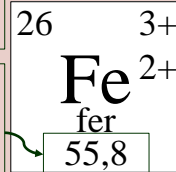


La mole et le nombre d'Avogadro

➤ Donc, pour l'exemple mentionné avant, si on voulait produire du FeS on pourrait ajouter 55,8 g de Fe avec 32,07 g de S – une mole de chaque réactif. Comme ça, chaque atome de Fe aurait un atome de S avec lequel il pourrait réagir pour faire la réaction $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$.

➤ une mole de fer est
602 214 076 000 000 000 000 000 atomes de fer

➤ la masse de ce nombre d'atomes, "la masse molaire", est indiquée pour chaque élément sur le tableau périodique.



La quantité $6,022\ 140\ 76 \times 10^{23}$ s'appelle le nombre d'Avogadro, N_A , nommé en l'honneur du scientifique.

Les moles et les masses molaires

La masse molaire d'un élément est la même valeur que sa masse atomique, sauf en unités différentes.

Élément	Masse atomique	Masse molaire
O	16,0 uma	16,0 g
Fe	55,8 uma	55,8 g
S	32,1 uma	32,1 g

Donc, $6,02 \times 10^{23}$ atomes d'oxygène aurait une masse de 16,0 g

$6,02 \times 10^{23}$ atomes de fer aurait une masse de 55,8 g

$6,02 \times 10^{23}$ atomes de soufre aurait une masse 32,1 g

La masse de 2 mole d'un élément serait 2 fois sa masse molaire, Ex. – 2 moles de O = $2(16,0\ \text{g}) = 32,0\ \text{g}$

Que sont les masses suivantes?

- Quelle est masse de $6,02 \times 10^{23}$ atomes d'oxygène? 16,0 g
 Quelle est masse de $6,02 \times 10^{23}$ atomes d'azote? 14,0 g
 Quelle est masse d'une mole d'azote? 14,0 g
 Quelle est masse d'une mole d'oxygène? 16,0 g
 Quelle est masse d'une mole de Cs? 132,9 g
 Quelle est masse de 2 moles de Cs? $2 \times 132,9 \text{ g} = 265,8 \text{ g}$
 Quelle est masse de 11 moles de O? $11 \times 16,0 \text{ g} = 176,0 \text{ g}$
 Quelle est masse de 0,8 moles de Eu? $0,8 \times 152,0 \text{ g} = 121,6 \text{ g}$
- Pour les questions de cette unité, on utilisera simplement la masse donnée sur le tableau périodique, bien qu'elle soit la masse moyenne des divers isotopes selon leur abondance naturelle.
 - L'abréviation pour « mole » est « mol »

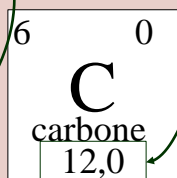
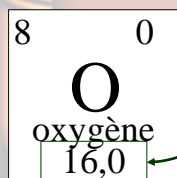
La masse molaire des composés

On peut aussi calculer la masse molaire des composés en ajoutant les masses molaires des atomes dans le composé.

Question – Quelle est la masse d'une mole de CO_2 ?

Réponse – Dans une molécule de CO_2 , il y a 1 C et 2 O donc,

$$2(16,0 \text{ g}) + 1(12,0 \text{ g}) = 44,0 \text{ g}$$



Donc, une mole de CO_2 aurait une masse de 44,0 g.

Question – Quelle est masse molaire de C_3H_8 ?

Réponse – Dans une molécule de C_3H_8 , il y a 3 C et 8 H donc,

$$3(12,0 \text{ g}) + 8(1,0 \text{ g}) = 44,0 \text{ g}$$

La masse molaire des composés

Question – Quelle est masse molaire de $C_{12}H_{22}O_{11}$?

Réponse – Dans une molécule de $C_{12}H_{22}O_{11}$, il y a 12 C et 22 H, et 11 O, donc,

$$12(12,0 \text{ g}) + 22(1,0 \text{ g}) + 11(16,0 \text{ g}) = 342 \text{ g}$$

Question – Quelle est masse molaire de $Al_2(SO_3)_3$?

Réponse – Dans une molécule de $Al_2(SO_3)_3$, il y a 2 Al, 3 S, et 9 O, donc,

$$2(27,0 \text{ g}) + 3(32,1 \text{ g}) + 9(16,0 \text{ g}) = 294,3 \text{ g}$$

Question – Quelle est masse molaire de $Cu(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$?

Réponse – Dans une molécule de $Cu(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, il y a 1 Cu, 2 N, 12 O, et 12 H, donc,

$$(63,5 \text{ g}) + 2(14,0 \text{ g}) + 12(16,0 \text{ g}) + 12(1,0) = 295,5 \text{ g}$$

Récapitulons!

Pour assurer qu'on ait la bonne quantité de chaque réactif pour effectuer une réaction chimique, on mesure la masse de chaque réactif, puisque compter les particules individuelles ne serait pas pratique.

On compte le nombre d'atomes en unités de moles.

mole = $6,022\ 140\ 76 \times 10^{23}$ atomes $\approx 6,02 \times 10^{23}$ atomes = le nombre d'Avogadro d'atomes = N_A atomes
--

Parce qu'on connaît la masse molaire de chaque élément, on peut calculer combien de moles (et donc combien d'atomes) on a selon la masse mesurée de la substance.

On peut aussi faire la même chose avec des composés lorsqu'on détermine leur masse molaire.