

La mole

Exercice N°1 : Associer à chaque formule sa masse molaire moléculaire.

H ₂ SO ₄			40 g/mol
HCl			98 g/mol
CH ₄			16 g/mol
NaOH			36 g/mol
H ₂ O			18 g/mol

Exercice N°2 : Au cours d'une réaction chimique, il s'est formé 9,12 g de sulfate de fer II FeSO₄. Calculer le nombre de moles de sulfate de fer formé.

M(Fe) = 56 g/mol ; M(S) = 32 g/mol ; M(O) = 16 g/mol

Nombre de moles	1	
Masse		

Exercice N°3 :

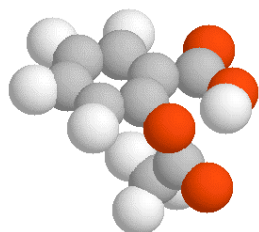
Au cours d'une réaction chimique, il a été consommé 7,2 L de dihydrogène. Calculer le nombre de moles de dihydrogène consommé. Volume molaire : 24 L dans les conditions de l'expérience.

Nombre de moles	1	
Volume (L)		

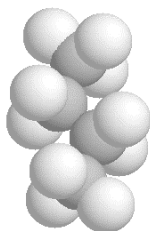
Exercice N°4 :

On donne M(H) = 1 g/mol ; M(C) = 12 g/mol ; M(O) = 16 g/mol.

L'acide acétylsalicylique ou aspirine est un analgésique de formule C₉H₈O₄, le butane est un gaz de formule C₄H₁₀.



M(C₉H₈O₄) = g/mol



$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) =$

g/mol

Exercice N°5 :

Recopier chaque bloc de phrase dans l'ordre pour le reconstituer le texte initial.

.....

de molécules Elle est égale en grammes La masse molaire moléculaire

à la somme des masses molaires du corps pur considéré. est la masse d'une mole

atomiques des éléments qui composent le corps pur.

Exercice N°6 : En utilisant les masses molaires atomiques, calculer les masses molaires moléculaires des éléments suivants en respectant l'exemple: (Attention chaque atome de la molécule sera pris dans l'ordre d'apparition, on multiplie le nombre par la masse et non pas l'inverse.)

$M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$	$M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$	$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$
$M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$	$M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$	$M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$

Exemple : $M(\text{H}_2\text{O}) = (2 \times 1) + (1 \times 16) = 2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$.

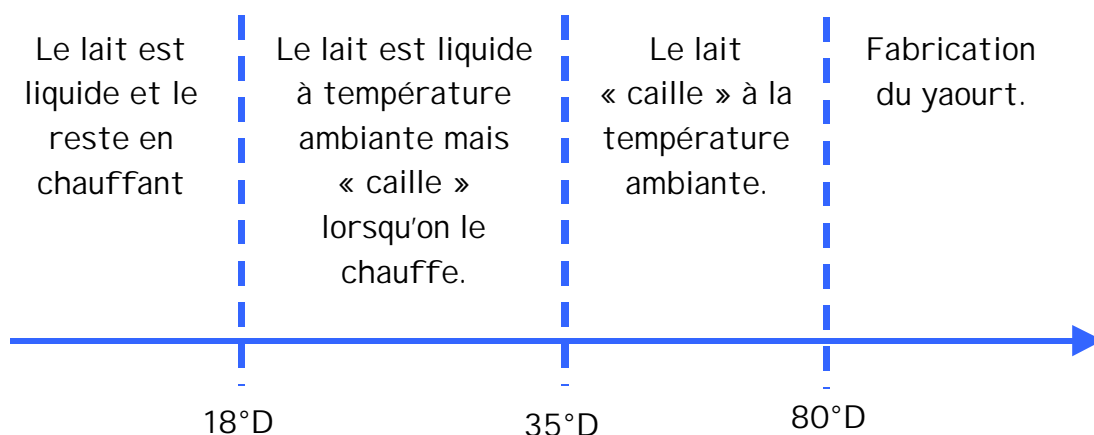
$M(\text{Cu}^{2+}, \text{SO}_4^{2-}) =$

$M(\text{Na}^+, \text{OH}^-) =$

$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) =$

$M(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) =$

Exercice N°7 : L'état de fraîcheur du lait se mesure en degré Dornic (°D). Un degré Dornic (1°D) correspond à la présence de 0,1 gramme d'acide lactique par litre de lait. Selon l'état de fraîcheur du lait, on observe les phénomènes suivants:



Du lait laissé à l'air libre et à température ambiante, contient 2,5 g d'acide lactique.

1) Calculer le degré Dornic D_n correspondant:

°D	1	
Masse (en g)		

$$D_n = \boxed{}^{\circ}\text{D}$$

2) Ce lait est-il liquide à la température ambiante ?

3) Que se passe-t-il si on le chauffe ? (Mette V pour "vrai" et F pour "Faux")

--> Il ne se passe rien:

--> Il "caille":

--> Il s'est transformé en yaourt:

4) Calculer la masse molaire moléculaire de l'acide lactique de formule bute $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$.

On donne :

$M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$	$M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$	$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$
---------------------------------	----------------------------------	----------------------------------

$$M(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) = \boxed{} \text{ g/mol.}$$

5) Du lait a un degré Dornic $D_n = 35^{\circ}\text{D}$.

a) Calculer, en gramme, la masse m_l d'acide lactique par litre de lait.

°D	1	
Masse (en g)		

$$m_l = \boxed{} \text{ g.}$$

b) Calculer le nombre de moles n_l d'acide lactique par litre de lait (arrondi au millième).

Moles	1	
Masse (en g)		

$$n_i = \boxed{} \text{ mol.}$$

Exercice N°8 : Pour déterminer l'indice d'octane de l'essence des automobiles, les techniciens des groupes pétroliers effectuent des comparaisons avec un carburant expérimental composé uniquement d'octane (C_8H_{18}) et d'heptane (C_7H_{16}).

1) Déterminer la quantité de matière (nombre de moles) contenue dans 2 850 g d'octane.
 $M(C) = 12 \text{ g/mol}$; $M(H) = 1 \text{ g/mol}$.

Moles d'octane	1	
Masse (en g)		

2) Déterminer la quantité de matière (nombre de moles) contenue dans 150 g d'heptane.
 $M(C) = 12 \text{ g/mol}$; $M(H) = 1 \text{ g/mol}$.

Moles d'heptane	1	
Masse (en g)		

Exercice N°9 : Aurélie rêve d'acheter une bague sertie d'un diamant de 18 carats. Le carat est l'unité utilisée en joaillerie pour exprimer la masse des pierres précieuses et des métaux rares:

1 carat = 200 mg.

Un diamant est constitué de carbone pur.

1) Calculer la masse en gramme du diamant qu'Aurélie rêve d'acquérir.

Masse = $\boxed{}$ g.

2) Calculer la quantité de matière (nombre de moles) contenue dans ce diamant.

$M(C) = 12 \text{ g/mol}$.

Moles de diamant	1	
Masse (en g)		

3) Calculer le nombre d'atomes de carbones contenus dans ce diamant.

$$N_A = 6,02 \times 10^{23}$$

Moles de diamant	1	
Nombre d'atomes		

Exercice N°10 : Le gaz de ville est du méthane (CH_4), qui est inodore, auquel on a mélangé un autre gaz fortement odoriférant pour détecter plus aisément d'éventuelles fuites.

Données : $M(C) = 12 \text{ g/mol}$; $M(H) = 1 \text{ g/mol}$.

1) Calculer la quantité de matière (nombre de moles) contenues dans $1,5 \text{ m}^3$ de méthane dans les conditions où le volume molaire des gaz est 24 L.

Moles de méthane	1	
(en)		

2) Calculer la masse molaire moléculaire du méthane.

$M(\text{CH}_4) = \boxed{} \text{ g/mol.}$

3) Calculer la masse de $1,5 \text{ m}^3$ de méthane.

Moles de méthane	1	
(en)		

4) Calculer la masse volumique • du méthane en g/L dans les conditions où le volume molaire est 24 L. Donner le résultat à 10^{-2} près

Masse volumique • du méthane = $\boxed{} \text{ g/L.}$

5) La combustion complète d'une mole de méthane fournit 890 kJ (Kilojoules), calculer l'énergie fournie par la combustion de $1,5 \text{ m}^3$ de méthane.

Moles de méthane	1	
(en)		

Exercice N°11 : On peut considérer que l'air que l'on respire est un mélange composé, en volume, de 80 % de dioxygène (O_2) et de 20 % de diazote (N_2). Le volume de la salle de séjour de Julie est $V = 60 \text{ m}^3$.

Données : Volume molaire = 24 L/mol; $M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$.

1) Calculer le volume de diazote contenu dans la salle de séjour.

$V = 12 \text{ m}^3$

2) Calculer le nombre de moles de diazote contenu dans la pièce.

Moles	1	
(en)		

3) Calculer le volume de dioxygène contenu dans la salle de séjour.

$V = 48 \text{ m}^3$

4) Calculer le nombre de moles de dioxygène contenu dans la pièce

Moles	1	
(en)		

5) Calculer la masse molaire moléculaire du dioxygène.

$M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol.}$

6) Calculer la masse de dioxygène contenue dans la pièce.

Moles	1	
(en)		