Chapitre 3 : Les apports alimentaires lors de la pratique sportive.

I. Comment déterminer la quantité d'un apport solide ?

- *Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques.*
- *Déterminer une quantité de matière connaissant la masse d'un solide.*

1. L'unité du chimiste : la mole.

Le texte officiel qui définit la mole n'est pas réduit à une phrase, une formule simple et concise comme pour le mètre ou le kilogramme. La définition adoptée en 1971 par la quatorzième Conférence internationale des poids et mesures (CGPM) s'apparente plutôt à une règle comprenant trois parties qu'à une définition.

- *La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 0,012 kilogramme de carbone 12 - les atomes de carbone doivent être au repos et dans leur état fondamental.*
- *Lorsqu'on emploie la mole, les entités élémentaires doivent être précisées et peuvent être des atomes, des molécules, des ions, des électrons, d'autres particules ou des groupements spécifiés de telles particules.*
- *La mole est une unité de base du Système International d'Unités.*

Notre définition de la mole sera :

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 0,012 kilogramme de carbone 12 ; son symbole est « mol ».

La quantité de matière se note n(X) ou X représente l'espèce étudiée.

- *Le nom de l'unité de quantité de matière, la mole, trouve son origine dans l'abréviation du mot allemand Molekül, «Mol» (avec un m majuscule et suivi d'un point rapidement abandonné), proposé en 1893 par le chimiste allemand Wilhem OSTWALD pour noter «le poids en grammes numériquement égal au poids moléculaire d'une substance donnée». «Mole» apparaît pour la première fois en 1902, comme équivalent anglais du terme allemand.*

Pour exprimer les quantités énormes d'atomes, les chimistes ont inventés une nouvelle grandeur : la **quantité de matière**, fondée sur la définition de la **mole**.

La mole correspond au nombre d'atomes qu'il y a dans 12,0 g de carbone 12,
Soit 6,02. 10^{23} atomes.

Cette constante de proportionnalité (6,02. 10^{23}) est appelée **constante d'Avogadro** et notée $\mathbf{N_A}$.

Dans une mole de n'importe quel échantillon, il y a 6,02.10^{23} entités chimiques.

- *dans 1 mole de carbone, il y a 6,02.10^{23} atomes de C*
- *dans 1 mole de néon, il y a 6,02.10^{23} atomes de Ne.*

2. La masse de N_A atome : la masse molaire.

La masse de N_A atome est appelée la masse molaire atomique.

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atome.

Elle se note M(X) ou X est l'atome correspondant et s'exprime en g/mol. $M = \frac{m}{n}$

3. Comment calculer la masse molaire d'une molécule ?

La masse molaire moléculaire correspond à la somme des masses molaires atomiques des atomes constituants la molécule.

Exemples :

Masse molaire de l'hydroxyde de sodium :

M(NaOH) = M(Na) + M(O) + M(H) = 23 + 16 + 1 = 40 g/mol

Masse molaire du nitrate de cuivre :

$M(Cu(NO_3)_2) = M(Cu)+2*(M(N)+3*M(O)) = 63,5 + 2*(14+3*16)) = 63,5+2*62 = 187,5$ g/mol

4. Comment calculer une quantité de matière (en mole) ?

A partir de la formule de la masse molaire moléculaire M on a :

$$\textbf{n (molécule)} = \frac{m(molécule)}{M(molécule)}$$

Exemple : Un sportif ingère un morceau de sucre (saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$). La masse d'un morceau de sucre est de 6,0 g. Quelle qdm a-t-il ingérée ?
On a : m = 6,0 g
On calcule : M($C_{12}H_{22}O_{11}$) = 12*12+22*1+11*16 = 342 g/mol
On en déduit : n ($C_{12}H_{22}O_{11}$) = 6,0/342 = 1,8.10^{-2} mol

II. Quantité de matière et liquide.

1. Que trouve-t-on dans une boisson isotonique ?

- *Savoir qu'une solution peut contenir des molécules ou des ions.*

Exemple d'étiquette :
http://www.ina.fr/pub/alimentation-boisson/video/PUB3249874065/athlon-boisson-dietetique-de-l-effort-le-relais-de-votre-energie.fr.html

Ingrédients :
eau, saccharose, dextrose, fructose, maltodextrine, phosphate de sodium-potassium, citrate de magnésium, chlorure de sodium, bicarbonate de sodium, citrate de sodium, vitamine B1, E, arôme citron, tropical, colorant E104.

On trouve des molécules : fructose, maltodexrine et des ions : ion sodium, potassium, bicarbonate.

Une solution qui contient des molécules ne conduit pas le courant.
Lorsqu'on met un solide moléculaire dans une solution, les molécules sont dispersés et reste inchangées.

Une solution qui contient des ions conduit le courant. Lorsque l'on met le solide ionique dans l'eau, les ions sont dispersés.
On peut écrire une équation de dissolution : $CuCl_2\,(s) \rightarrow Cu^{2+} + 2Cl^-$
$NaCl\,(s) \rightarrow Na^+\,(aq) + Cl^-\,(aq)$

2. Rappel sur la concentration massique.

Rappel : la concentration massique en g/L se note Cm
Cm est égal au rapport d'une masse (en gramme) par un volume (en litre).

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

Cm : concentration massique en g/l
m : masse du solide dissout en gramme (g) : le solide est aussi appelé aussi le soluté
V : volume de solution en litre (L) : le liquide utilisé est aussi appelé le solvant

Exemple **:** on dissous 2,0 g de chlorure de magnésium pour un volume final de 500mL
La concentration massique en chlorure de magnésium est Cm = $\frac{m(soluté\ en\ g)}{V(solution\ en\ L)} = \frac{2,0}{0,500}$ = 4,0 g/L

3. Concentration dans une solution et quantité de matière.

La concentration molaire est égale au rapport du nombre de mole de soluté par le volume de solution.
Pour un solide moléculaire dissous : c (soluté) = $\frac{n(soluté\ en\ mol)}{V(solution\ en\ L)}$ en mol/L ou mol.L^{-1}

Pour un solide ionique dissous : c (solide ionique) = $\frac{n(soluté\ en\ mol)}{V(solution\ en\ L)}$ en mol/L

La concentration molaire en ion : $[X^+] = \frac{n(ion\ X+\ en\ mol)}{V(solution\ en\ L)}$ en mol/L

Ex1 : on dissous 2,0 mol de chlorure de sodium pour un volume final de 500mL

$NaC\ell_{(S)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$

La concentration molaire en chlorure de sodium est : c (NaCl) = $\frac{n(soluté\ en\ mol)}{V(solution\ en\ L)} = \frac{2,0}{0,500}$ = 4,0 mol/L

La concentration molaire en ion sodium [Na^+] = $\frac{n(ion\ Na+\ en\ mol)}{V(solution\ en\ L)} = \frac{2,0}{0,500}$ = 4,0 mol/L

La concentration molaire en ion chlorure [Cl^-] = $\frac{n(ion\ Cl-\ en\ mol)}{V(solution\ en\ L)} = \frac{2,0}{0,500}$ = 4,0 mol/L

Ex2 : on dissous 2,0 mol de chlorure de magnésium pour un volume final de 500mL

$MgC\ell_{2(S)} \rightarrow Mg^+_{(aq)} + 2C\ell^-_{(aq)}$

La concentration molaire en chlorure de magénsium est : c ($MgCl_2$) = $\frac{n(soluté\ en\ mol)}{V(solution\ en\ L)} = \frac{2,0}{0,500}$ = 4,0 mol/L

La concentration molaire en ion sodium [Mg^{2+}] = $\frac{n(ion\ Mg2+\ en\ mol)}{V(solution\ en\ L)} = \frac{2,0}{0,500}$ = 4,0 mol/L

La concentration molaire en ion chlorure [Cl-] = $\frac{n(ion\ Cl-\ en\ mol)}{V(solution\ en\ L)} = \frac{4,0}{0,500}$ = 8,0 mol/L

Il y a deux plus d'ions chlorure de formés, donc la concentration est deux fois plus importante.

Connaître et exploiter l'expression de la concentration molaire d'une espèce moléculaire ou ionique dissoute.

4. Comment passer de la concentration massique à la concentration molaire ?

On connait la concentration massique : cm = m / V et on sait que m = n × M

donc Cm = n × M / V = M × (n / V) = M × C

La concentration massique est égale au produit de la concentration molaire par la masse molaire.

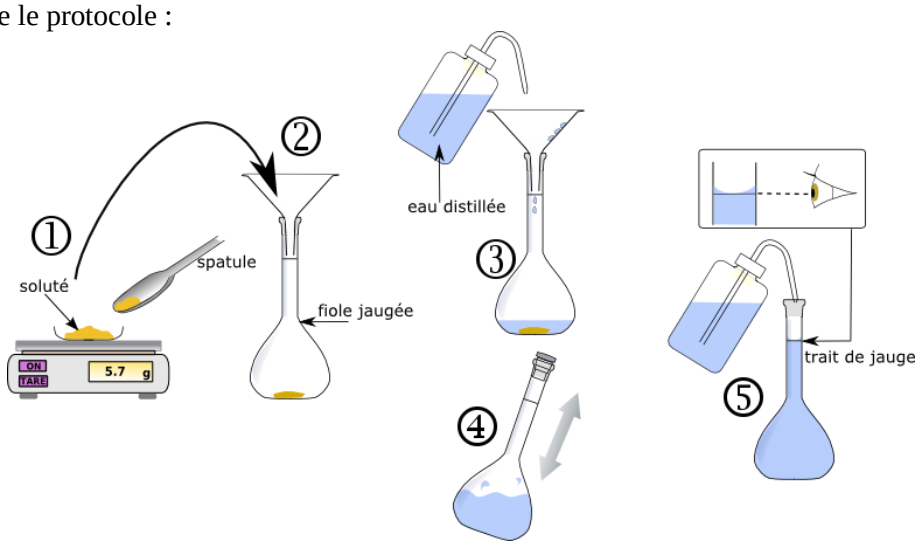
III. Préparation de solution de concentration molaire définie.

1. Préparer d'une solution de concentration connue par dissolution.

Calculer la masse de solide à peser à partir de la formule :

n (solide) = c * V (solution à préparer) et m (solide) = n (solide) * M (solide)

puis suivre le protocole :



2. Préparation d'une solution par dilution.

Diluer une **solution**, c'est augmenter le volume **du solvant** de la solution sans changer la quantité de matière **du soluté**.

La solution que l'on veut diluer est appelée solution **mère**. Son volume sera noté $\mathbf{V_m}$, sa concentration sera notée $\mathbf{c_m}$.

La ou les solutions obtenues à partir de la solution mère seront appelées solutions **fille**s. Leur volume sera notée $\mathbf{V_f}$ et sa concentration sera notée $\mathbf{c_f}$.

$$\mathbf{n = c_m \times V_m = c_f \times V_f}$$

Par définition, le facteur de dilution est notée $F = \frac{Cm}{Cf}$

En reprenant la formule précédente, le facteur de dilution est aussi $F = \frac{Vf}{Vm}$

Dans cette formule, Vf est le volume de solution fille (volume de la fiole utilisée) et Vm est le volume de solution mère (volume de solution mère à pipeter).

Exemple : On dispose d'une solution mère d'acide chlorhydrique de concentration 1.0 mol/L.
On veut obtenir une solution fille de volume 100 mL et de concentration 0.10 mol/L.

a. On calcule tout d'abord, le facteur de dilution : $F = \frac{1,0}{0,10} = 10$

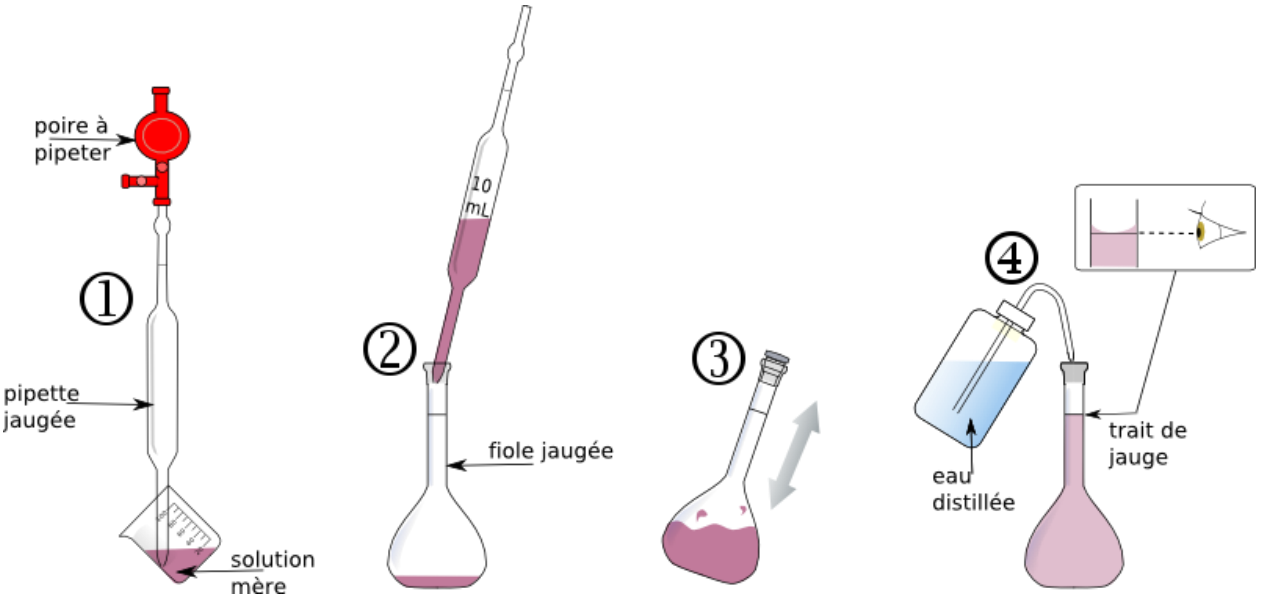
b. On détermine le **volume de solution mère** que l'on doit prélever : $F=10 = \frac{Vf}{Vm} = \frac{100}{Vm}$

Donc Vm = 100/10=10,0 mL

On prélève 10,0 mL de solution mère à l'aide d'une **pipette jaugée de 10 mL**.

c. On place ce volume dans une **fiole jaugée** de contenance **100 mL**, c'est à dire égale au volume de solution fille désirée.

d. On complète avec le solvant, l'eau en général



- *Prélever une quantité de matière d'une espèce chimique donnée.*
- *Préparer une solution de concentration donnée par dissolution ou par dilution.*
- *Pratiquer une démarche expérimentale pour déterminer la concentration d'une espèce (échelle de teintes, méthode par comparaison).*
- *Connaître et exploiter l'expression de la concentration massique ou molaire d'une espèce moléculaire ou ionique dissoute*

IV. Comment les apports sont-ils utilisés ?

1. Quels sont les besoins des muscles ?

Le sportif pour se mettre en mouvement doit produire de l'énergie. Il tire cette énergie d'une transformation chimique qui s'appelle la combustion complète.
Une réaction de combustion fait intervenir le dioxygène (le comburant) et du glucose (ou des lipides). Cette réaction produit de l'eau et du dioxyde de carbone en libérant de l'énergie.

En savoir plus …
Les glucides et les graisses réagissent avec le dioxygène pour former de l'eau, du dioxyde de carbone et de l'énergie : c'est le processus aérobie.
Les glucides peuvent sans dioxygène produire de l'acide lactique (responsable des crampes) et de l'énergie : processus anaérobie.
L'**adénosine triphosphate** (ATP) est une molécule qui fournit lors de son hydrolyse l'énergie nécessaire aux réactions chimiques des cellules.

2. La transformation chimique en chimie.

C'est une transformation chimique :

3. Un clou qui rouille

6. Du bois qui brûle .

7. Du jus de raisin qui devient du vin.

Ce n'est pas une transformation chimique :

1. De l'eau qui bout.

2. Un verre qui casse

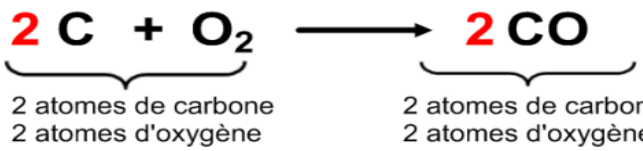
5. Du sucre qui se dissout dans le café

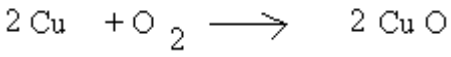
De la transformation chimique à sa modélisation.

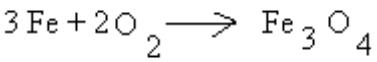
La symbolisation : Le magnésium réagit avec l'air pour donner une poudre blanche, de l'oxyde de magnésium.	•Pression normale •chauffage Magnésium air → •Pression normale •Température élevée Oxyde de magnésium
Le bilan : Air : dioxygène, diazote, …..	Magnésium + dioxygène → oxyde de magnésium
L'équation chimique :	$Mg + O_2 \rightarrow MgO$
L'équation chimique ajustée :	$2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$

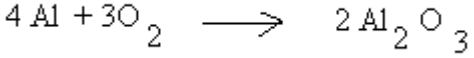
L'équation répond aux lois de conservation de l'élément et de la charge.

Exemples :









3. Quelle unité pour l'énergie ?

Selon l'état physique dans lequel elle se trouve, l'énergie peut être quantifiée, par des unités de mesure différentes. En ce qui concerne l'énergie déposée dans notre alimentation, les unités les plus utilisées sont la calorie (ou kilocalorie = calorie x 100) et le joule (ou kilojoule).

En ce qui concerne l'énergie de la course, la mesure directe de l'énergie utilisée par l'organisme est impossible. En revanche, des techniques indirectes utilisent des données aussi diverses que : la chaleur dégagée par le corps, les gaz consommés et rejetés ou l'acidité produite par l'organisme. Ce type de mesure permet de comprendre pourquoi des unités comme : le nombre de litres d'oxygène par minute (l/min), de millilitres d'oxygène par minute et par kilogrammes de poids de corps (ml/min/kg), de millilitres par kilomètre (ml/km) sont couramment utilisées pour quantifier l'énergie de la course.