

Voici les principales notions étudiées cette année et à maîtriser pour une 1^{ère} S.

Physique

- 1) Savoir écrire un nombre en écriture scientifique.
- 2) Maîtriser les changements d'unités de longueur, de surface et de volume.
- 3) Faire attention aux nombres de chiffres significatifs traduisant la précision des mesures et calculs.
- 4) Savoir calculer une vitesse moyenne en précisant l'unité utilisée.
- 5) Connaître le phénomène de la réfraction lumineuse et la loi correspondante.
- 6) Connaître les limites du spectre de la lumière blanche visible par notre œil.
- 7) Savoir ce qu'est un milieu dispersif comme l'eau et le verre.
- 8) Distinguer les spectres d'émission et d'absorption, les spectres continus et de raies.
- 9) Utiliser ces spectres pour avoir des renseignements sur la matière qui émet ou qui absorbe la lumière.
- 10) Comprendre le principe d'inertie.
- 11) Se souvenir qu'un mouvement circulaire uniforme nécessite une force centripète.
- 12) Connaître la loi d'attraction universelle entre 2 objets (interaction gravitationnelle).
- 13) En déduire l'expression du poids d'un objet $P = m g$.
- 14) Définir la période et la fréquence lors d'un phénomène répétitif.
- 15) Décrire à l'échelle microscopique la structure d'un solide, d'un liquide et d'un gaz.
- 16) Connaître l'origine microscopique de la pression d'un gaz et de la température.
- 17) Définir le volume molaire d'un gaz.
- 18) Définir la pression à l'échelle macroscopique, avec les unités du système international.
- 19) Décrire le modèle du gaz parfait et connaître son équation d'état avec les unités du S.I.

Chimie

- 1) Définir la masse volumique ρ d'une espèce chimique et sa densité.
- 2) Connaître l'intérêt des techniques suivantes ainsi que leurs réalisations pratiques :
 - extraction par un solvant (choix raisonné du solvant, utilisation de l'ampoule à décanter)
 - distillation (position du réfrigérant)
 - chauffage à reflux
 - chromatographie sur couche mince.
- 3) Décrire un atome en précisant sur quelles couches électroniques se trouvent les électrons.
- 4) Déduire des règles de stabilité des éléments la formule d'un ion monoatomique ou d'une molécule.
- 5) Décrire une liaison covalente.
- 6) Trouver la formule de Lewis d'une molécule.
- 7) Savoir les 2 règles utilisées pour construire la classification périodique des éléments.
- 8) Définir l'unité de quantité de matière : la mole.
- 9) Définir une concentration massique et une concentration molaire pour un soluté d'une solution.
- 10) Savoir réaliser une dilution en choisissant la verrerie nécessaire.
- 11) Ajuster les nombres stoechiométriques d'une équation chimique en connaissant les 2 règles de conservation.
- 12) Réaliser un tableau d'avancement et déterminer l'avancement maximal ainsi que le réactif limitant.

Notions de Mathématiques utilisées en Physique

- Calculer des volumes géométriques simples (cylindre, parallélépipède, sphère).
- Savoir calculer avec les puissances de 10.
- Extraire l'inconnue dans une équation à une seule inconnue.
- Savoir utiliser la proportionnalité (tableau de proportionnalité et produit en croix par exemple).
- Connaître l'équation d'une droite et le calcul d'un coefficient directeur.
- Définir les fonctions trigonométriques (sinus, cosinus et tangente) dans un triangle rectangle.
- Utiliser les théorèmes de Pythagore et de Thalès.

Pour chaque partie, à l'aide de votre cours de seconde, réalisez une fiche de synthèse contenant l'essentiel, accompagné des formules et des unités

Rédigez alors le plus clairement possible les exercices types proposés. Une correction en ligne vous sera proposée pendant les vacances sur le site du lycée: <http://www.lycee-Faure.fr/> menu *Sites Collaboratifs / Enseignement général* puis dans le menu de gauche, *Matières / Physique chimie / première S.*

Exercices d'entraînement à rédiger

Physique

Exercice 1 :

1) En utilisant la notation scientifique, exprimer en mètre les dimensions suivantes (compléter la première ligne du tableau).

Rappel : $1 \text{ fm} = 10^{-15} \text{ m}$.

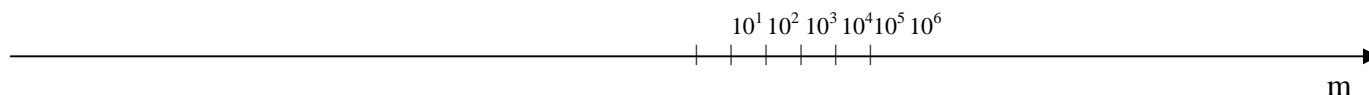
	a) 20 km	b) 3,4 fm	c) $1,4 \cdot 10^6 \text{ km}$	d) 0,06 mm	e) 11,0 cm	f) 0,12 nm
notation scientifique						
Encadrement						
identifier l'objet						

2) Proposer alors un encadrement de cette dimension sous forme de puissance de 10 (compléter la deuxième ligne du tableau).

3) Associer à chaque objet de la liste ci-dessous sa dimension (compléter la troisième ligne du tableau).

rayon d'un noyau d'un atome	longueur du lac d'Annecy
diamètre d'une balle	diamètre du soleil
diamètre d'un cheveu	rayon d'un atome

4) Placer approximativement les 6 longueurs sur l'axe ci-dessous. (Indiquer auparavant les graduations manquantes).



Exercice 2 :

1) Calculer la vitesse moyenne d'un vaisseau spatial qui irait sur Mars depuis la Terre, sachant que la durée minimum du trajet est d'environ 6 mois (donner le résultat en $\text{km} \cdot \text{h}^{-1}$)

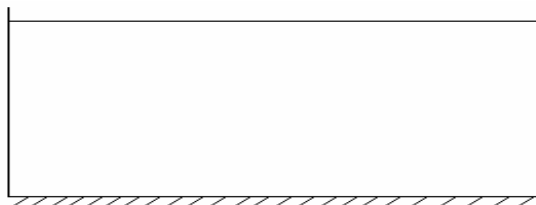
2) Combien de temps la lumière mettrait-elle pour effectuer le même trajet ?

Données : Distance moyenne Terre-Soleil $d = 150 \cdot 10^6 \text{ km}$

Distance moyenne Mars-Soleil $d = 228 \cdot 10^6 \text{ km}$

Vitesse de la lumière dans le vide $c = 3 \cdot 10^5 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$

Exercice 3 : Un large récipient, dont le fond est un miroir plan horizontal, contient du sulfure de carbone, liquide transparent d'indice de réfraction 1,63. Un rayon lumineux, se propageant dans l'air, tombe sur la surface du liquide sous l'incidence de 50° .



Tracer en respectant les angles la marche du rayon lumineux jusqu'à ce qu'il émerge à nouveau du sulfure de carbone. Faire un schéma clair où figureront les différents angles d'incidence, de réfraction et de réflexion. Lors des phénomènes de réfraction, détailler les calculs permettant de connaître les angles de réfraction.

Exercice 4 :

1) Qu'est-ce qu'une lumière polychromatique ? Citer deux sources de lumière polychromatiques.

2) Qu'est-ce qu'une lumière monochromatique ? Donner un exemple.

3) Quelle grandeur caractérise une lumière monochromatique ? Donner les valeurs extrêmes de cette grandeur pour les radiations perceptibles par l'œil humain.

Exercice 5 : Spectres lumineux.

La lumière émise par une lampe à vapeur de sodium a un spectre comportant essentiellement les raies de longueurs d'onde 589,0 nm et 589,6 nm.

1) Quelle est la couleur de cette lumière : bleue, jaune ou rouge ?

2) Une flamme, dans laquelle on a pulvérisé une solution de chlorure de sodium, est traversée par une lumière blanche ; sur un écran, on observe le spectre de la lumière transmise. Dessiner les spectres des questions 1) et 2) l'un au-dessous de l'autre. Comment appelle-t-on chacun d'eux ?

Exercice 6 : L'archer tire sur la corde de son arc avec une force horizontale \vec{F} de valeur 200 N.

1) Schématiser l'arc.

2) Donner les caractéristiques de la force exercée par l'archer sur la corde.

3) Représenter cette force à l'échelle $1 \text{ cm} \leftrightarrow 50 \text{ N}$ (sur le schéma de l'arc).

Exercice 7:

La terre a une masse de $5,98 \cdot 10^{24} \text{ kg}$, le soleil une masse de $1,97 \cdot 10^{30} \text{ kg}$. La distance Terre-Soleil est de l'ordre de 150 millions de km.

1) Donner l'expression littérale de l'intensité de la force $\vec{F}_{S \rightarrow T}$ exercée par le soleil sur la terre. Préciser les unités.

2) Qui a établi cette expression pour la première fois ?

3) Faire le calcul de l'intensité de cette force.

4) Représenter, sans respecter d'échelle, le soleil, la terre et cette force sur un schéma.

5) Inversement, le soleil est-il attiré par la terre? Justifier.

On donne : $G = 6,67 \cdot 10^{-11}$ S.I.

Exercice 8 : Dans chaque cas, précisez si les affirmations sont vraies ou fausses et justifiez succinctement la réponse (une ou deux phrases maxi)

- a- Un mobile soumis à son poids seul peut avoir un mouvement rectiligne et uniforme
- b- Un mobile qui n'est soumis à aucune force a un mouvement rectiligne et uniforme
- c- Si les forces appliquées à un corps se compensent, son mouvement s'arrête de lui-même
- d- Un mobile soumis à une seule force peut avoir un mouvement rectiligne
- e- Une montgolfière immobile dans le ciel a un poids nul
- f- Une montgolfière immobile dans le ciel est soumise à des forces qui se compensent
- g- 2 corps A et B , de masses respectives m_A et m_B , sont à une distance d l'un de l'autre. Ils sont donc soumis à une force d'interaction gravitationnelle F. Si on double d, F est divisée par 2
- h- 2 corps A et B , de masses respectives m_A et m_B , sont à une distance d l'un de l'autre. Ils sont donc soumis à une force d'interaction gravitationnelle F. Si on double m_A , m_B et d, F est multipliée par 2

Exercice 9:

"De la Terre à la Lune" est un roman de Jules Verne parut en 1865 racontant le projet délirant (d'envoyer un obus sur la Lune) de quelques passionnés d'astronomie et de balistique, dont voici un extrait :

« Oui, il est possible d'envoyer un projectile dans la Lune, si l'on parvient à animer ce projectile d'une vitesse initiale de douze mille yards par seconde. Le calcul démontre que cette vitesse est suffisante.

A mesure que l'on s'éloigne de la Terre, l'action de la pesanteur diminue en raison du carré inverse des distances, c'est à dire que pour une distance trois fois plus grande, cette action est neuf fois moins forte. En conséquence , *la pesanteur du boulet décroîtra rapidement, et finira par s'annuler complètement au moment ou l'attraction de la Lune fera équilibre à celle de la Terre, c'est à dire au quarante sept cinquante deuxièmes du trajet.* En ce moment, le projectile ne pèsera plus , et s'il franchit ce point, il tombera sur la Lune par l'effet seul de l'attraction lunaire. »

- 1) Calculer la vitesse initiale du projectile en m/s puis en km/h.
- 2) Etablir l'expression littérale de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur le projectile de masse m situé à la distance d du centre de la Terre.
- 3) Etablir l'expression littérale du poids du projectile de masse m.
- 4) A partir des deux expressions précédentes, déterminer l'expression littérale de l'intensité de la pesanteur à la distance d du centre de la Terre.
- 5) A partir de l'expression établie en 4, démontrer la validité de l'affirmation soulignée dans la texte.
- 6) Etablir l'expression littérale de la force gravitationnelle exercée par la Lune sur le projectile de masse m situé à la distance d' du centre de la Lune.
- 7) Calculer les distances d et d' correspondant au $(47/52)^{\text{ème}}$ du trajet.
- 8) Calculer les valeurs des forces gravitationnelles exercées par la Terre puis la Lune sur le projectile à cet endroit, puis commenter l'affirmation du texte en italique.

Données : 1 yard = 91 cm $G = 6,67 \cdot 10^{-11}$ N.m².kg⁻² Distance Terre-Lune (au moment du tir) : D = 345 640 km
Masse du projectile : m = 9625 kg Masse de la Terre : $M_T = 6,2 \cdot 10^{24}$ kg Masse de la Lune : $M_L = 7 \cdot 10^{22}$ kg

Exercice 10:

- 1) De quoi est constitué un pendule simple (compléter à l'aide d'un schéma) ?
- 2) Qu'appelle-t-on période d'un pendule ?
- 3) De quels paramètres la période d'un pendule dépend-elle ?
- 4) Un pendule simple « bat la seconde » à Paris où $g_p = 9,809$ N.kg⁻¹.
 - a) Que vaut, avec quatre chiffres significatifs, la période d'un pendule qui bat la seconde ?
 - b) Calculer la longueur d'un tel pendule à Paris (T_p).
 - c) La période de ce même pendule sur la lune (T_L) serait-elle supérieure ou inférieure à sa valeur sur terre ($g_L \approx g_p / 6$) ? Justifier.

Données : Période d'un pendule simple : $T = 2\pi \sqrt{\frac{l}{g}}$

Exercice 10 :

- 1) Décrire à l'échelle microscopique le comportement des molécules d'un gaz.
- 2) Pourquoi un gaz est-il compressible ?
- 3) A partir de la loi des gaz parfaits que l'on énoncera, déterminer le volume V_m occupé par une mole de gaz dans les conditions suivantes pression p = 975 hPa ; température $\theta = 20^\circ\text{C}$.

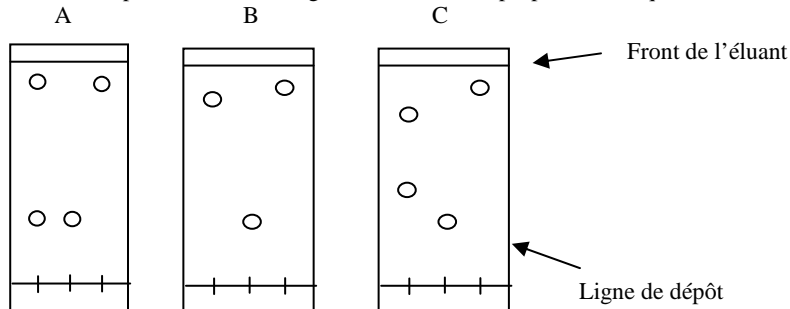
Donnée : constante des gaz parfaits : R = 8,314 S.I.

Chimie

Exercice 1 : L'huile essentielle du clou de girofle

L'huile essentielle du clou de girofle, extraite par hydrodistillation, contient principalement deux composés : l'eugénol et l'acétyleugénol. On désire vérifier cette composition. Pour cela on réalise une extraction par solvant suivie d'une chromatographie sur couche mince.

- 1) Expliquer le but et le principe d'une hydrodistillation.
- 2) Expliquer le but et le principe de la chromatographie.
- 3) Définir le rapport frontal. Donner les unités.
- 4) Déterminer parmi les chromatogrammes A, B et C proposés celui qui convient. Justifier la réponse.



L'ordre des dépôts est identique pour tous les chromatogrammes

- 1^{er} dépôt : huile essentielle.
- 2^{ème} dépôt : eugénol.
- 3^{ème} dépôt : acétyleugénol

- 5) Calculer le rapport frontal R_f de l'eugénol et de l'acétyleugénol.

Exercice 2 : L'heptane est un solvant non miscible à l'eau.

- 1) La masse de 50 mL d'heptane vaut 34g. Calculer sa masse volumique.
- 2) En déduire sa densité par rapport à l'eau.
- 3) Dessiner un tube à essai contenant un mélange d'heptane et d'eau et indiquer où se trouve chaque liquide.

Donnée : masse volumique de l'eau : 1000g/L

Exercice 3 : Soit l'atome suivant : $^{23}_{11}\text{Na}$

- a) Préciser le nom de l'élément.
- b) Son numéro atomique.
- c) La composition du noyau de cet atome.
- d) Indiquer le nombre de protons, de neutrons et d'électrons constituant cet atome.
- e) Donner sa structure électronique.

Exercice 4 : Compléter le tableau suivant :

Nom	Symbole	Charge	Z	Nombre de neutrons	A	Nombre d'électrons
Atome de fluor			9	10		
	Cl ⁻		17		37	
Ion aluminium		+3			27	10

Exercice 5 : L'atome de cuivre Cu a pour numéro atomique $Z = 29$, son nombre de nucléons est $A = 64$.

- 1) Quelles particules contient cet atome ? Préciser leurs nombres et où elles se situent dans l'atome.
- 2) Calculer la charge du noyau de cet atome.
- 3) Quelle est la charge de l'atome ? Justifier.
- 4) Calculer la masse approchée de cet atome.
- 5) Combien d'atomes contient 1g de cuivre métallique ?
- 6) L'atome de cuivre perd facilement 2 électrons pour former un ion.
 - a) Quelle est la couleur de cet ion dans l'eau ?
 - b) Quelle est sa formule chimique ?

Données : $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27}$ kg $m_n = 1,675 \cdot 10^{-27}$ kg $m_e = 9,31 \cdot 10^{-31}$ kg $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C

Exercice 6 : Soit l'atome suivant : $^{27}_{13}\text{Al}$.

- 1) Préciser le nom de l'élément et son numéro atomique.
- 2) Indiquer le nombre de protons, de neutrons et d'électrons constituant cet atome.
- 3) Donner sa formule électronique.
- 4) En déduire sa position dans la classification périodique des éléments. Justifier.
- 5) Énoncer la règle de l'octet.
- 6) En déduire et justifier la formule de l'ion aluminium. Donner alors la structure électronique de l'ion aluminium.

Exercice 7 :

- 1) L'atome de potassium : K se trouve dans la colonne I, ligne 4 de la classification périodique des éléments. Donner en justifiant la formule de l'ion qu'il va former.
- 2) L'atome d'oxygène est le 8^{ème} élément de la classification périodique.
 - a) Quelle est sa structure électronique ? Justifier
 - b) Quel ion forme-t-il pour se stabiliser ? Justifier.
- 3) Déduire des deux questions précédentes la formule chimique du solide ionique appelé oxyde de potassium.
- 4) Un atome X a deux électrons sur sa couche externe.
 - a) Sachant que $Z \leq 18$, donner les structures électroniques possibles pour X.
 - b) La masse de cet atome est $40,8 \cdot 10^{-27}$ kg. Combien de nucléons comporte-t-il ?
 - c) Identifier parmi les atomes suivants celui qui correspond à X : $^{23}_{11}\text{Na}$; ^7_3Li ; $^{24}_{12}\text{Mg}$; $^{20}_{10}\text{Ne}$; ^9_4Be .

On donne : masse d'un proton \cong masse d'un neutron $\cong 1,7 \cdot 10^{-27}$ kg ; masse d'un électron $\cong 9,1 \cdot 10^{-31}$ kg.

Exercice 8 :

- 1) Rechercher le nombre de liaisons covalentes et le nombre de doublets non liants des atomes de carbone, hydrogène, azote et oxygène. Présenter les résultats sous forme de tableau.
- 2) Qu'appelle-t-on liaison covalente entre 2 atomes ? Donner une définition.
- 3) Donner le schéma de Lewis et la formule développée plane des molécules suivantes :
 - a) méthanol CH₃OH
 - b) méthane CH₄
 - c) dioxyde de carbone CO₂
 - d) diazote N₂
- 4) Rappeler la définition d'isomères.
- 5) L'éthanol est formé de molécules de formule brute C₂H₆O. Donner le schéma de Lewis des deux isomères possibles de même formule brute.

On donne : Carbone : colonne IV , ligne 2
 Hydrogène : colonne I , ligne 1
 Azote : colonne V , ligne 2
 Oxygène : colonne VI , ligne 2

Exercice 9 :

Le cyclohexane est un liquide incolore formé de molécules de formule brute C₆H₁₂.

- 1) Comment définit-on la constante d'Avogadro N_A ? Donner sa valeur.
- 2) Quelle est la masse molaire moléculaire du cyclohexane ?
- 3) Quelle est la masse d'une molécule de cyclohexane ?
- 4) Quelle quantité de matière (en mole) contient 1000 g de cyclohexane ?
- 5) Quelle est la masse de 2,50 mol de cyclohexane ?

On donne: M(H) = 1,0 g.mol⁻¹ ; M(C) = 12,0 g.mol⁻¹

Exercice 10 : Ajuster les nombres stœchiométriques des équations chimiques suivantes en utilisant les nombres entiers les plus petits possibles :

- a) NH₄ + O₂ → NO + H₂O
- b) CaO + C → CaC₂ + CO
- c) Al₂O₃ + C + Cl₂ → AlCl₃ + CO
- d) C₆H₁₂O₆ + O₂ → CO₂ + H₂O

Exercice 11 : Préparation de solution

- 1) Quelle masse de saccharose faut-il peser pour préparer 200 mL de solution de saccharose à 5,0.10⁻² mol/L ? Le saccharose a pour formule brute C₁₂H₂₂O₁₁.
- 2) Détailler le protocole expérimental à suivre en précisant le matériel utilisé.

On donne : M(C) = 12,0 g.mol⁻¹ ; M(H) = 1,0 g.mol⁻¹ ; M(O) = 16,0 g.mol⁻¹

Exercice 12 : Dilution

Le lycée Gabriel Fauré achète pour ses travaux pratiques un colorant bleu, le bleu patenté E131.

La concentration C₀ = 5,0 mol.L⁻¹ de la solution achetée est bien trop forte pour les expériences à réaliser. On réalise alors au laboratoire une dilution pour obtenir un volume v = 100 mL d'une solution de bleu patenté de concentration C = 0,10 mol.L⁻¹.

- 1) Quel volume de solution mère faut-il prélever pour préparer la solution nécessaire aux TP ?
- 2) Détailler le protocole expérimental à suivre en précisant le matériel utilisé.
- 3) Définir le facteur de dilution et le calculer.
- 4) On prélève v' = 50 mL de la solution préparée. Calculer la quantité de matière de colorant prélevé.

Exercice 13 : Lors de la combustion du fer dans le dioxygène, il se forme de l'oxyde de fer de formule Fe₂O₃. On réalise la transformation chimique à partir de 13,0 mol de fer et de 10,0 mol de dioxygène.

- 1) Faire le tableau d'avancement de la réaction.
- 2) Les réactifs sont-ils dans les proportions stœchiométriques ? Justifier. Préciser le réactif en excès.
- 3) Que vaut l'avancement maximal ?
- 4) Quelle est la quantité de matière du réactif en excès à la fin de la réaction ?
- 5) Calculer le volume de dioxygène restant en fin de réaction dans les CNPT.
- 6) Quelle masse d'oxyde de fer obtient-on ?

On donne : M(Fe) = 55,8 g.mol⁻¹ M(O) = 16,0 g.mol⁻¹

Exercices 14:

- 1) Compléter le tableau d'avancement suivant

		2 CO(g) +	O ₂ (g) □	2 CO ₂ (g)
	Avancement (en mol)	n(CO) (en mol)	n(Fe ₃ O ₄) (en mol)	n(CO ₂) (en mol)
Etat initial	x = 0	4,6	3,0	0
En cours (1)	x1	...	3,0 - x1	...
En cours (2)	x2 = 0,8
En cours (3)	x3 =	3,0

- 2) Déterminer l'avancement final, puis compléter la dernière ligne du tableau, sur cette feuille : on attend un raisonnement et des explications clairs.

Etat final	x _{max} =
------------	------------------------	-----	-----	-----

- 3) Quel était le réactif limitant ? Justifier.

Exercice 15:

On fait réagir de l'ammoniac (NH₃), qui est un gaz à température ambiante, avec de l'oxygène (O₂), qui est à l'état gazeux. Les produits de la réaction sont du diazote (N₂), qui est un gaz à température ambiante et de l'eau (H₂O), qui est un liquide à température ambiante.

Écrire l'équation de cette réaction avec des nombres stœchiométriques correctement ajustés.

On fait réagir 2,55g d'ammoniac avec 10,0 L de dioxygène. Construire le tableau d'avancement et le remplir complètement en expliquant bien la détermination de l'état initial, de l'avancement maximal x_{max}, du réactif limitant et de l'état final (dernière ligne du tableau).

En déduire la masse d'eau obtenue et le volume de diazote obtenu à 20°C (on a alors V_m = volume molaire des gaz = 24,0 L/mol).

Formulaire de chimie

<p>Relation liant masse m et quantité de matière n</p> <div style="text-align: center; margin: 10px 0;"> $n = \frac{m}{M}$ </div>	<p style="text-align: center;">Exemple N°1</p> <p>Je dispose de 10,0 g de chlorure de sodium NaCl Calculer la quantité de matière correspondante</p>	<p style="text-align: center;">Exemple N°2</p> <p>Quelle masse de glucose $C_6H_{12}O_6$ doit-on peser pour obtenir 6,2 mol de glucose?</p>
<p>Relation liant masse m et volume v d'une espèce chimique</p> <div style="text-align: center; margin: 10px 0;"> $\rho = \frac{m}{v}$ </div>	<p style="text-align: center;">Exemple N°1</p> <p>Calculer la masse de 10 mL d'éthanol C_2H_5OH de masse volumique $\rho = 0,79 \text{ g.mL}^{-1}$</p>	<p style="text-align: center;">Exemple N°2</p> <p>Calculer le volume de 10,0 g de dichlorométhane CH_2Cl_2 de masse volumique $\rho = 1,33 \text{ g.mL}^{-1}$</p>
<p>Relation liant quantité de matière n et volume v pour les gaz uniquement</p> <div style="text-align: center; margin: 10px 0;"> $n_{\text{gaz}} = \frac{v_{\text{gaz}}}{V_m}$ </div> <p>$V_m =$ dans les conditions usuelles de pression et de température : 1013 hPa et 20°C</p>	<p style="text-align: center;">Exemple N°1</p> <p>Calculer la quantité de matière contenue dans un volume de 500 mL de dioxygène O_2 gazeux pris dans les conditions usuelles de pression et de température</p>	<p style="text-align: center;">Exemple N°2</p> <p>Déterminer le volume occupé par $1,3 \cdot 10^2$ mol de dioxyde de soufre SO_2 gazeux dans les conditions usuelles de pression et de température</p>
<p>Concentration molaire d'une solution</p> <div style="text-align: center; margin: 10px 0;"> $c_{\text{soluté}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{v_{\text{solution}}}$ </div>	<p style="text-align: center;">Exemple N°1</p> <p>Calculer la quantité de matière de soluté nécessaire pour préparer 250 mL de solution aqueuse de permanganate de potassium $KMnO_4$ de concentration $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$</p>	<p style="text-align: center;">Exemple N°2</p> <p>On prépare une solution aqueuse de sulfate de cuivre $CuSO_4$ en dissolvant $2,6 \cdot 10^{-4}$ mol de ce soluté dans une fiole jaugée de 200 mL puis en la complétant au trait de jauge avec de l'eau distillée. Calculer la concentration molaire de la solution obtenue</p>
<p style="text-align: center;">Dilution d'une solution</p> <p style="text-align: center;">$C_{\text{fil}} \times V_{\text{fil}} = C_{\text{mère}} \times V_{\text{mère à prélever}}$</p> <div style="text-align: center; margin: 10px 0;"> $\text{facteur de dilution} = \frac{V_{\text{fil}}}{V_{\text{mère à prélever}}} = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fil}}}$ </div>	<p style="text-align: center;">Exemple N°1</p> <p>A partir d'une solution commerciale d'hydroxyde de sodium NaHO de concentration $6,0 \text{ mol.L}^{-1}$, on souhaite préparer 100 mL d'une solution diluée de concentration $1,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer le volume de la solution concentrée à prélever</p>	<p style="text-align: center;">Exemple N°2</p> <p>On prépare 250 mL de solution d'ammoniaque NH_3 en diluant 10 mL de solution commerciale d'ammoniaque à 15 mol.L^{-1}. Calculer le facteur de dilution et la concentration de la solution obtenue.</p>