Cellule de SCIENCES PHYSIQUES LDT

Lycée THIAROYE

Avant-propos

Ce fascicule, est un « Recueil d'Exercices », conforme au nouveau programme de la classe de seconde S. Il est conçu pour aider l'élève à surmonter les difficultés auxquelles il est confronté dans son travail.

Il propose des exercices nombreux, variés et minutieusement classés par niveau de difficultés. Il s'agit de plus de trois cent exercices sélectionnés et bien classés suivant leur pertinence et la progression du programme.

Contrairement autres éditions, les exercices proposés ne sont pas accompagnés de corrections. Par conséquent, il est conseillé à l'élève de saisir son professeur au cas où il éprouverait des difficultés de compréhensions.

Nous espérons que ce fascicule conçu pour les élèves, puisse aider nos collègues professeurs dans leur travail.

Aux utilisateurs, nous précisons que de ce fascicule est perfectible, toutes remarques et suggestions seront les bienvenues.

M.Cissé

Remerciements

Je remercie tous les professeurs de la cellule de Sciences Physiques du lycée de THIAROYE.

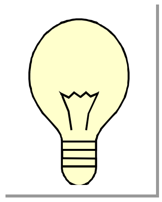
Contacts

M.Cisse e-mail: cissdoro@gmail.com

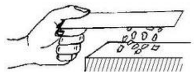
SOMMAIRE

PHYSIQUE

PHYSIQUE
ELECTRICITE
ELECTROCINETIQUE



PHENOMENES D'ELECTRISATION



Exercice 1 :

1. Une boule de sureau porte une charge de $q_1 = -10^{-9}$ C. Possède-t-elle un défaut ou un excès d'électrons ? Calculer le nombre d'électrons correspondant.

2. On réalise le contact entre la boule électrisée et une baguette de verre qui porte une charge $q_2 = +2.10^{-9}$ C. Calculer la charge électrique de l'ensemble [boule; baguette] et préciser le sens dans lequel s'est fait le transfert des électrons.

Exercice 2 :

1. Un corps possède une charge $q = +2.10^{-8}$ C. Quel est le nombre d'électrons qu'il faut lui apporter pour neutraliser sa charge ?

2. On met en contact deux boules identiques qui portent respectivement les charges $q_1 = +2{,}8.10^{-8}$ C et $q_2 = -2.10^{-8}$ C. Quelle est la quantité d'électricité (ou charge) portée par chacune des deux boules ?

Exercice 3 :

On charge séparément par frottement une baguette de verre qui porte alors la charge $q_1 = +2.10^{-13}$ C et une règle en plastique qui porte alors la charge $q_2 = -9.10^{-13}$ C.
On réalise le contact entre les zones électrisées de la baguette et de la règle. Calculer la charge électrique de l'ensemble [règle ; baguette] et préciser le sens dans lequel s'est fait le transfert des électrons.

Exercice 4 :

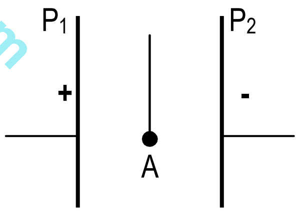
Un isotope du thorium est radioactif α ; il émet spontanément des noyaux portant chacun la charge électrique $q_0 = +3{,}2.10^{-19}$ C. Un échantillon de 1 mg émet $1{,}14.10^{12}$ noyaux d'hélium par seconde. Calculer la charge électrique émise chaque seconde par l'échantillon.

Exercice 5:

Une petite boule A, légère et non chargée, est suspendue par un fil isolant entre deux plaques chargées P_1 et P_2, l'une positivement, l'autre négativement.

1. Que se passe t-il si la boule A est proche de P_1 et loin de P_2 ?

2. Même question en supposant que A est proche de P_1 mais également soumise à l'action de P_2.



Exercice 6 :

Le corps humain est un très médiocre conducteur. Cependant pourquoi ne pouvez-vous pas électriser une tige métallique en la tenant simplement dans la main ? Que devez-vous faire pour l'électriser par frottement, avec du coton par exemple ?

Exercice 7 :

Un faisceau de particules α tombe sur un corps possédant une charge électrique $q = -3{,}2.10^{-19}$ C. Sachant que cette charge est neutralisée au bout de 10^{-1} seconde et que le faisceau transporte 10^{8} particules par seconde ; déterminer :

1. le signe de la charge d'une particule α.

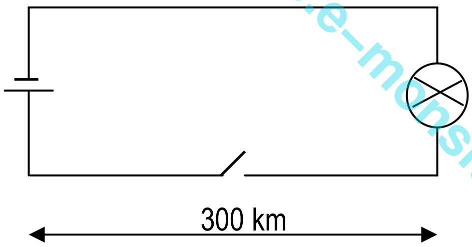
2. la valeur de la charge d'une particule α.

Exercice 1 :
Un fil conducteur relie deux réservoirs de charges A et B qui contiennent chacun trois charges positives et trois charges négatives. Quelle est la charge finale de chacun des réservoirs et quel est le sens conventionnel du courant entre A et B quand :
- une charge positive va de A vers B ;
- une charge négative va de A vers B ;
- une charge positive va de B vers A ;
- une charge négative va de B vers A.

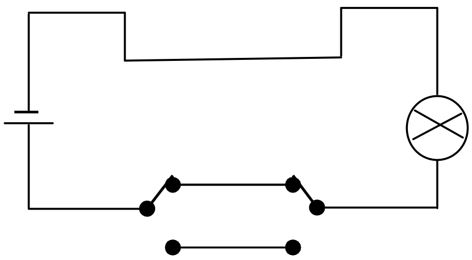
Exercice 2 :
Faire le schéma du circuit électrique permettant de réaliser l'électrolyse d'une solution aqueuse de soude. Indiquer sur ce schéma :
- le sens du courant ;
- le sens de déplacement des porteurs de charges dans l'électrolyte ;
- le sens de déplacement des porteurs de charge dans les fils de connexion.

Exercice 3:
On dispose d'un générateur et de trois lampes. Proposer un schéma de montage permettant de faire passer à volonté le courant dans l'une quelconque des lampes, dans les deux lampes, dans les trois lampes, en utilisant un nombre minimum d'interrupteur.

Exercice 4 :
A t = 0, on ferme le circuit pour allumer la lampe. On suppose que celle-ci s'éclaire aussitôt que le courant la traverse. Quand s'éclairera-t-elle ? Dans quel sens circulent les électrons dans le fil ? A quel instant un électron traversant l'interrupteur à t = 0 se retrouve-t-il dans la lampe ?
NB : On suppose que le signal de fermeture de l'interrupteur se propage à la vitesse de 300.000 km/s le long du fil.



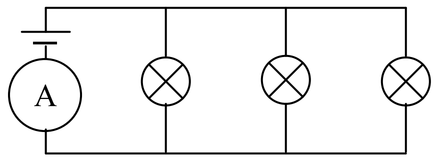
Exercice 5 :
Expliquer le fonctionnement du dispositif appelé «va-et-vient» schématisé sur la figure ci-dessous. Quel est son intérêt ?



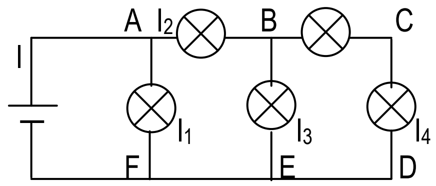
Exercice 6 :
1. Une barre de cuivre a une masse de 63,5 g. Combien contient-elle d'électrons libres ?
2. Elle est suspendue par deux fils très souples. On établit le courant. On suppose qu'aussitôt l'interrupteur fermé, les électrons se mettent en mouvement à la vitesse de 0,5 mm/s par rapport au sol. Quelle est la vitesse de recul de la barre ? Quel est son sens ? Peut-on espérer la voir bouger ? On donne la masse d'un électron $m_e = 9{,}1.10^{-31}$ kg.

Exercice 1 :
Un ampèremètre possède les calibres suivants : 2 mA, 20 mA, 200 mA, 2 A. Indiquer dans chaque cas le calibre le mieux adapté pour mesurer des intensités de l'ordre de : 50 mA, 1,5 mA, 15 mA.

Exercice 2 :
Sur une pile on branche trois lampes identiques en dérivation (figure ci-contre). Si l'ampèremètre indique 0,9A, quelle est l'intensité qui traverse chaque lampe ?

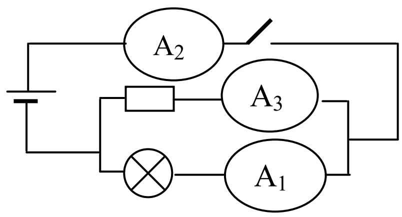


Exercice 3 :
Un circuit électrique est alimenté par un générateur. En déduire le sens conventionnel du courant électrique dans chaque branche et les valeurs des différentes intensités. On donne les relations suivantes : $I_1 = I_2$; $I_2 = 4\ I_4$; $I = 3,7$ A.



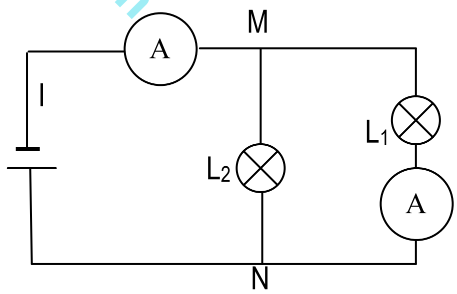
Exercice 4 :
Au cours d'une séance de travaux pratiques, plusieurs groupes d'élèves ont réalisé le circuit ci-dessous avec des lampes et des dipôles différents. Recopier le tableau ci-dessous et compléter les cases vides.

Groupes	K	A_1	A_2	A_3
Groupe 1	ouvert			
Groupe 2	fermé	0,2 A		0,3 A
Groupe 3	fermé	0,25 A	0,64 A	
Groupe 4	fermé		580 mA	340 mA

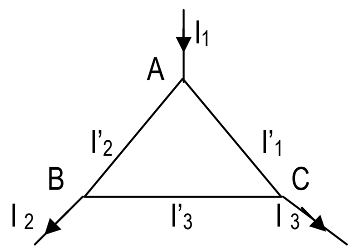


Exercice 5:
Un ampèremètre de classe 2, utilisé sur le calibre 300 mA et comportant 150 divisions, mesure l'intensité d'un courant continu.
1. L'aiguille se fixe sur la graduation 120.
   1.1 Donner l'intensité du courant.
   1.2 Donner la précision de la mesure.
2. L'intensité varie : l'aiguille se fixe sur la graduation 21. Répondre aux mêmes questions.
3. Comparer la précision des deux mesures et conclure.

Exercice 6 :
On considère le circuit ci-contre.
1. Quel est l'intensité du courant traversant L_2 ?
2. Calculer le nombre d'électrons qui chaque seconde :
   2.1 arrivent au nœud N.
   2.2 traversent les lampes L_1 et L_2
   2.3 rentrent dans le générateur. On donne: $I = 2$ A et $I_1 = 0,7$ A.



Exercice 7 :
On considère un montage en « triangle » au modèle du schéma ci-contre. On donne : $I_1 = 3$ A et $I_2 = 1$ A.
1. Calculer l'intensité I_3 et déterminer le sens conventionnel du courant dans la branche correspondante.
2. Sachant que $I'_1 = 1$ A, déterminer le sens er les intensités de tous les courants.

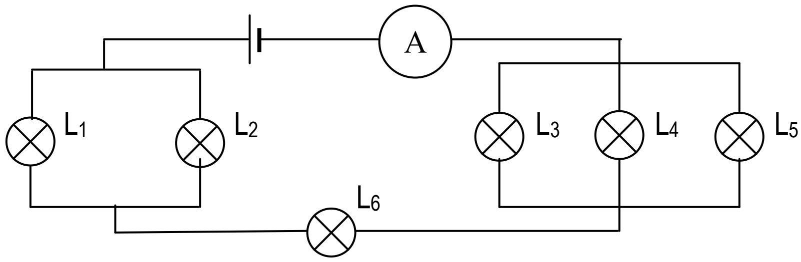


Exercice 8 :

Dans le montage ci-contre, les lampes sont toutes identiques.

1. Préciser la borne d'entrée du courant dans l'ampèremètre et le sens des courants dans chaque lampe.

2. L'ampèremètre indique 0,3 A, quelle est l'intensité dans chaque lampe ?

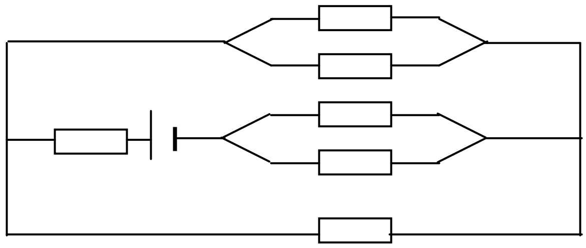


Exercice 9:

On considère six dipôles identiques. Représenter par un rectangle sur la figure ci-contre.

1. Reproduire le schéma et déterminer le sens conventionnel du courant électrique dans chaque dipôle.

2. Déterminer en fonction de l'intensité du courant principal, l'intensité du courant dans chaque dipôle et dans le générateur.



Exercice 10:

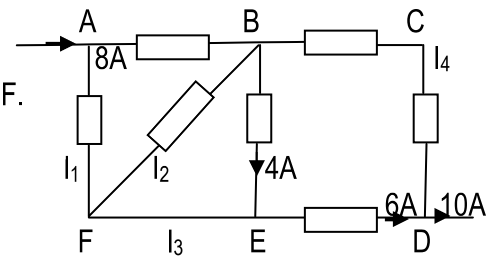
On considère le réseau ci-contre dans lequel certains courants sont connus en intensité et en sens.

1. Déterminer l'intensité et le sens de chacun des courants I_1, I_2, I_3 et I_4.

2. On mesure l'intensité I_3 à l'aide d'un ampèremètre ayant les calibres 1 A, 3 A, 5 A et dont le cadran comporte 150 divisions.

   2.1 A quel point E ou F faut-il relier la borne positive de l'ampèremètre ?

   2.2 Quel calibre faut-il choisir ? Sur quelle division l'aiguille



Exercice 11:

1. On considère un circuit électrique série comprenant une pile, une lampe, un interrupteur et un ampèremètre reliés par des fils de connexion.

   1.1 Donner le schéma normalisé du circuit ainsi constitué.

   1.2 Sur le schéma, préciser les polarités de l'ampèremètre et représenter le sens conventionnel du courant ainsi que le sens de circulation des électrons.

2. L'ampèremètre utilisé comporte les calibres : 0,1 A ; 0,3 A ; 1 A ; 3 A. Lors de la mesure de l'intensité du courant qui traverse le circuit, on choisit le calibre 3 A ; l'aiguille s'arrête sur la division 32 de l'échelle 0 -100.

   2.1 Déterminer la valeur de l'intensité I.

   2.2 La classe de l'appareil étant 2, déterminer l'incertitude ΔI sur la lecture de I. Ecrire le résultat et son encadrement.

   2.3 Tous les calibres sont-ils utilisables ? Quel est le meilleur calibre ?

   2.4 Déterminer les déviations pour les autres calibres suivants 3A, 1A, 0,3A, et 0,1A.

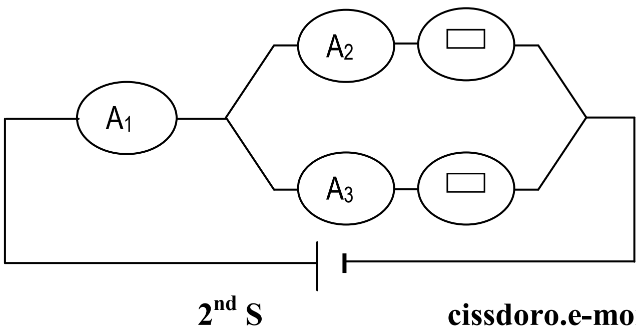
Exercice 12:

On réalise le montage ci-contre où les ampèremètres A_1, A_2, A_3 sont identiques et leurs cadrans comportent le même nombre de divisions égal à 150. Les calibre pouvant être utilisés sont 300 mA ; 1,5 mA et 7,5 mA. L'ampèremètre A_2 est installé au calibre 300 mA ; l'aiguille indique 125 divisions. Dans la lampe L_3, une quantité d'électricité de 1500 C a circulé pendant 20 min.

1. Quelles sont les intensités des courants dans L_2 et L_3. Indiquer leur sens ?

2. Sur quel calibre l'ampèremètre A_3 a-t-il été utilisé ? Justifier.

3. Pour chaque calibre, déterminer la division sur laquelle se fixerait l'aiguille de l'ampèremètre A_1. Lequel faut-il alors utiliser ? Pourquoi ?



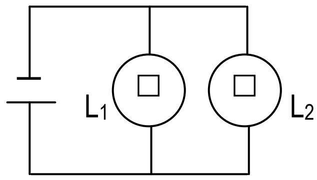
P_4 — TENSION ELECTRIQUE

Exercice 1 :
Entre les différents points A, B, C et D d'un circuit, on a établi les relations suivantes pour les tensions : $3\ U_{CA} = U_{BD}$; $U_{AB} + U_{CD} = 6$ V ; $U_{BC} = 2$ V. Déterminer U_{CA}, U_{BD}, U_{AB} et U_{DC}.

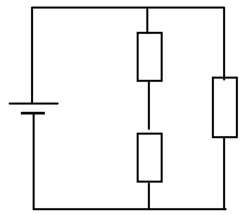
Exercice 2 :
Les mesures des tensions entre différents points d'un circuit ont donné les résultats suivants : $U_{AC} = 4$ V ; $U_{DB} = -6$ V ; $U_{AE} = 12$ V ; $U_{DA} = -10$ V. Calculer U_{AB} ; U_{DE} et U_{BC}. Modifie-t-on le réseau si on relie B et C par un fil conducteur ?

Exercice 3 :
On désire visualiser sur l'écran d'un oscilloscope, une tension constante U_{AB}.
1. Faire un schéma du branchement à l'oscilloscope.
2. Qu'observe-t-on si on inverse les bornes ?
3. On donne $U_{AB} = 6{,}8$ V et le coefficient de déviation verticale $k_V = 2$ V/div. Représenter l'écran de l'oscilloscope dans le cas où le point B serait relié à la masse de l'appareil.

Exercice 4 :
1. Refaire le schéma ci-contre en plaçant le minimum d'appareils qui permettent de mesurer les intensités des courants dans les différentes branches et les tensions aux bornes du générateur, de la lampe L_1 et de la lampe L_2.
2. Pour vérifier la tension aux bornes du générateur « marqué 12 V », on dispose d'un voltmètre de calibres 5 V, 15 V et 30 V ; possédant une graduation de 150 divisions. Quel calibre doit-on utiliser ? Quelle division indiquera l'aiguille ?

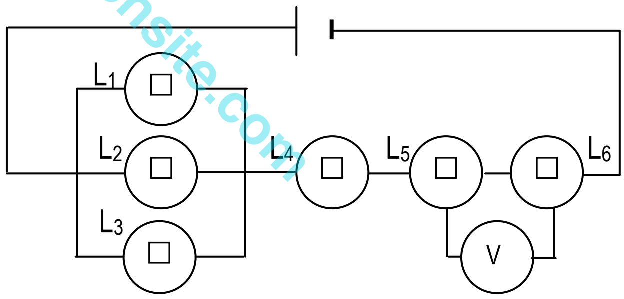


Exercice 5 :
Des mesures de tension effectuées sur le montage ci-contre, donnent : $U_{PN} = 4{,}5$ V et $U_{BC} = 2{,}1$ V.
1. Que vaut U_{AC} ? Calculer U_{AB}.
2. Quelle est la valeur de U_{DE} ?

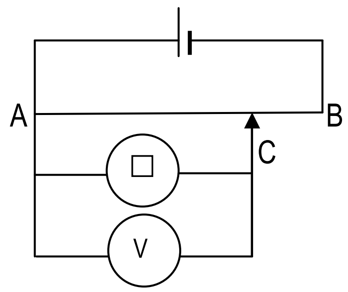


Exercice 6 :
Dans le circuit ci-après, toutes les lampes sont identiques; calculer :
- la tension aux bornes du générateur ;
- la tension aux bornes de la lampe L_2 ;
- la tension U_{BC} ;
- la tension mesurée par le voltmètre.

On donne les tensions : $U_{AB} = 0{,}10$ V ; $U_{BM} = 0{,}90$ V



Exercice 7:
Un générateur maintient entre ses bornes une tension constante $U_{AB} = 12$ V ; il est branché aux bornes A et B d'un fil conducteur métallique rectiligne de longueur L. Un curseur C, point de contact mobile, se déplace entre A et B comme le montre la figure ci-contre.
1. Comment appelle-t-on un tel montage ? Préciser son rôle.
2. Quelle est la valeur U_{AC} quand : - C est en A ; - C est un B
3. La tension U_{AB} est proportionnelle à la longueur L de la de la position de fil AB.
   - 3.1 Lorsque le point C se trouve à une distance x de A, déterminer en fonction de x et L, la tension U_{AC}.
   - 3.2 Calculer U pour x = 0,5 m et L = 1 m.



Exercice 8:

On donne les potentiels de 4 points d'un circuit électrique : V_A = 23,5 V ; V_B = - 18,2 V ; V_C = - 20,7V ; V_A = 27,8V.

1. Calculer les tensions U_{AB} ; U_{CA} ; U_{BD} ; U_{DA} et U_{DC}.

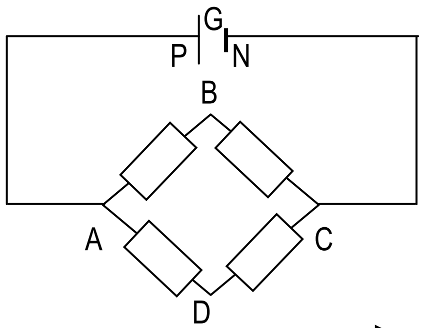
2. Tracer une droite et placer les quatre points en des positions quelconques. Effectuer les représentations fléchées des tensions.

Exercice 9 :

G est une alimentation stabilisé (figure) ; la tension U_{PN} à ses bornes est constante quelle que soit l'intensité débitée. Cette tension est réglée sur la valeur 24 V.

1. Quelle est la tension aux bornes de chacun des dipôles s'ils sont tous identiques ?

2. On met en court-circuit les bornes B et D à l'aide d'un fil parfaitement conducteur. Quelle est la tension aux bornes de chacun des dipôles ?

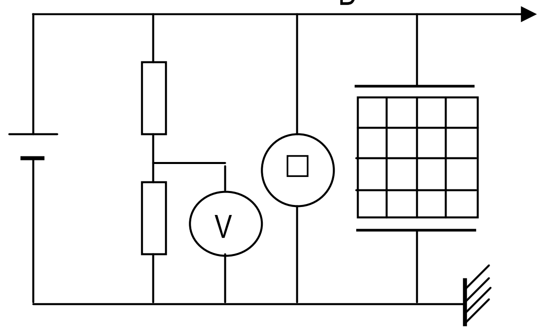


Exercice 10 :

On considère le montage ci-contre. L'oscilloscope est utilisé sur la sensibilité k = 2 V/divisions ; le spot dévie de 3 divisions. Le voltmètre, utilisé sur le calibre 3 V, comporte 150 divisions ; l'aiguille se fixe sur 100 divisions.

1. Déterminer U_{PN}, U_{ED} et U_{AB}. Représenter ces tensions par des flèches.

2. Le voltmètre est de classe 2, donner la précision sur la mesure de U_{BC}.



Exercice 11 :

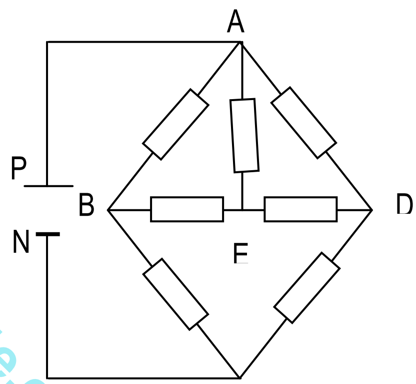
Le réseau représenté ci-contre ne comporte qu'un générateur. On mesure les tensions : U_{AB} = 20 V; U_{ED} = 3V; U_{CB} = -10 V; U_{EB} = - 5 V.

1. Calculer les tensions U_{EA}; U_{DA}; U_{CD}; U_{EC} et U_{PN}.

2. Dans quel sens le courant circule-t-il dans chaque branche ?

3. Lorsqu'on mesure les intensités des courants qui aboutissent au nœud E, on trouve que ceux qui arrivent ont la même intensité I = 3 A. En déduire les valeurs des intensités des courants dans les branches DE, BE et AE.

4. L'intensité du courant dans le générateur est I_0 = 12 A et celle dans la branche AB est égale à 5 A. En déduire les valeurs des intensités des courants dans toutes les branches du réseau.



Exercice 12 :

On réalise le montage ci-contre.

1. Compléter le schéma en indiquant les sens des différents courants.

2. L'ampèremètre comporte une échelle 0 - 30 et est réglé sur le calibre 3 A.

   2.1 Déterminer l'intensité mesurée à partir d'une lecture de 20 divisions.

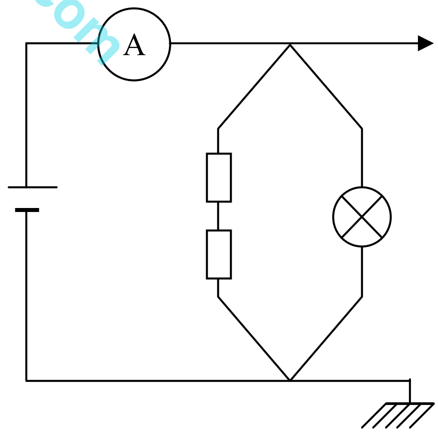
   2.2 Sachant que les dipôles D et D' sont traversés par un courant I_1 = 0,5 A, déterminer l'intensité I_2 du courant qui traverse la lampe L.

3. On mesure la tension U_{AC} à l'aide d'un oscilloscope comme l'indique le schéma du montage.

   3.1 La sensibilité verticale est 5 V/cm. On observe un déplacement de la ligne lumineuse de y_1 = 1,2 cm vers le haut. Quelle est la valeur de la tension U_{AC} ?

   3.2 On change la sensibilité verticale, on prend la valeur 10 V/cm. Quelle est la nouvelle valeur du déplacement y_2 ?

4. On donne la tension U_{CB} = - 2 V, déterminer la tension U_{AB}, puis la représenter par une flèche.

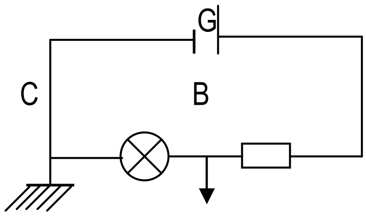


Exercice 13 :

1. La fréquence de la tension aux bornes d'une antenne d'un émetteur radio FM est de l'ordre de 100 MHz. Quelle est la période de cette tension ?

2. Un électrocardiogramme fourni la période de battement de cœur d'un patient de valeur 0,66 s. Calculer la fréquence des battements.

Exercice 14:



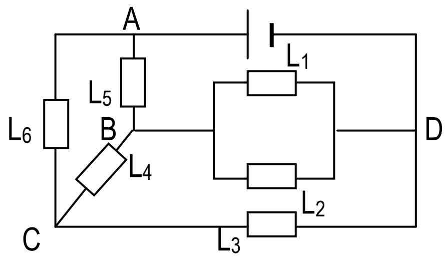
Dans le circuit de la figure ci-contre, G est un générateur de tension continue. On effectue les branchements sur un oscilloscope : le point B à une entrée Y et le point C à la masse. La sensibilité verticale vaut 5 V/cm.

1. Quelle tension l'oscilloscope mesure-t-il : U_{BC} ou U_{CB} ?

2. Le balayage est coupé. Quand on réalise le branchement, le spot se déplace de 2,4 cm vers le haut. Quelle est la valeur de la tension mesurée ?

3. On règle maintenant la vitesse de balayage à la valeur v_b = 0,1 ms/cm. Dessiner, en vraie grandeur, l'aspect de l'écran.

Exercice 15 :



Le générateur de la figure ci-contre alimente six lampes L_1, L_2, L_3, L_4, L_5 et L_6. Les lampes L_1 et L_2 sont identiques. On connaît les tensions suivantes : U_{AD} = 50 V ; U_{AC} = 40 V et U_{BC} = 20 V.

1. Calculer la valeur des tensions U_{BD}, U_{CD} et U_{AB}.

2. La tension aux bornes de L_3 est mesurée à laide d'un voltmètre disposant les calibres 1 V ; 5 V ; 10 V et 15 V dont le cadrant comporte 100 divisions. Devant quelle division s'est arrêtée l'aiguille du voltmètre ?

3. Le générateur débite un courant d'intensité I=7 A. Dans la branche CD, il circule n=6,25.10^{20} électrons en 20 s. L'intensité du courant qui traverse la lampe L_6 est I_6 = 5 A.

   3.1 Calculer les intensités des courants I_1, I_2, I_3, I_4 et I_5 en précisant sur un schéma clair le sens conventionnel du courant dans chaque branche du circuit.

   3.2 L'un des lampes ne s'allume pas. Laquelle ?

   3.3 Placer un ampèremètre et un voltmètre permettant de mesurer respectivement l'intensité du courant principal et la tension aux bornes de la lampe L_5. On précisera leur polarité.

   On donne la charge électrique élémentaire : e =1,6.10^{-19} C.

Exercice 16 :

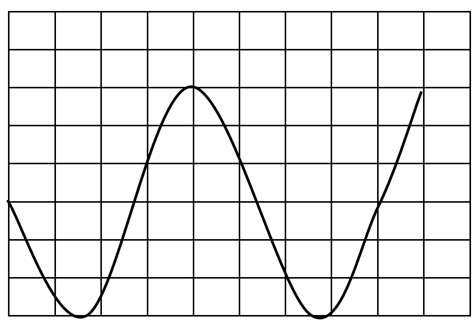
Une tension électrique délivrée par le secteur est de la forme : $u = U_0 \sin\frac{2\Pi}{T}t$ avec $U_0 = U_{max}$ = 310 V et T = 0,02 s.

1. Exprimer numériquement u en fonction du temps.

2. Calculer u pour chaque valeur de t tel que $t = k\frac{T}{8}$ avec $0 \leq k \leq 8$ et k $\in$ N

3. Tracer la courbe u en fonction du temps.

Exercice 17 :



Avec un générateur basse fréquence, on applique, entre l'entrée Y d'un oscilloscope et sa masse, une tension alternative sinusoïdale u ; on obtient l'oscillogramme (voir figure). Les réglages de l'oscilloscope sont :

- vitesse de balayage : 2.10^{-3} s/cm ;
- sensibilité verticale : 2 V/cm.

1. Quelle est la valeur de la tension crête à crête ? En déduire la tension maximale U_m et la tension efficace U.

2. Quelle est la valeur de la fréquence f de la tension ?

P_5

DIPOLES PASSIFS

Exercice 1 :

1. Enoncer la loi d'ohm pour un conducteur ohmique de bornes A et B.
2. Soit un conducteur ohmique (C, D) de résistance R ; il est traversé par un courant I :
   - Donner la relation entre U_{CD}, R et I.
   - Préciser le signe de la tension U_{CD} et représenter cette tension par une flèche.
3. Proposer une méthode permettant de déterminer la résistance d'un conducteur ohmique.

Exercice 2 :

1. Calculer la tension aux bornes d'un conducteur de résistance 23 Ω, parcouru par un courant d'intensité I= 65 mA.
2. Calculer l'intensité du courant qui traverse un conducteur ohmique de résistance 200 Ω, aux bornes duquel est établie une tension égale à 15 V.
3. Calculer la résistance d'un conducteur ohmique parcouru par un courant électrique d'intensité égale à 11,2 mA lorsqu'il est établi entre ses bornes une tension égale à 4,5 V.

Exercice 3 :

1. Entre les bornes A et B d'un conducteur ohmique, on établit une tension U_{AB} = 5,4 V.
   1.1 Donner le sens du courant.
   1.2 La résistance est égale à 270 Ω, calculer l'intensité du courant I.
2. Un conducteur ohmique est parcouru par un courant électrique d'intensité I = 12,5 mA lorsque la tension entre ses bornes A et B est U_{AB} = - 4,0 V.
   2.1 Quel est le sens conventionnel du courant électrique dans le conducteur ohmique ? Faire un schéma et représenter, par des flèches appropriées, la tension U_{AB} = et le sens du courant.
   2.2 Calculer la résistance du conducteur ohmique.

Exercice 4 :

On dispose de trois conducteurs ohmiques R_1, R_2, R_3. Calculer la R résistance équivalente de l'association : - en série de R_1 et R_2 ; - en parallèle de R_2 et R_3 ; - de R_1 en série avec R_2 et R_3, elles-mêmes en parallèles.
On donne : R_1 = 470 Ω ; R_2 = 820 Ω ; R_3 = 330 Ω

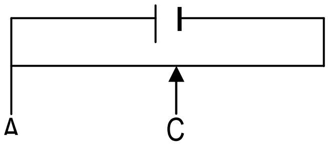
Exercice 5 :

Trois résistors de résistance : R_1 = 24 Ω ; R_2 = 36 Ω et R_3 = 45 Ω ne peuvent supporter, sans risque de détérioration, une tension supérieure à 6 V.

1. Calculer la tension maximale que l'on peut appliquer à l'ensemble des trois résistors montés en série.
2. Calculer l'intensité maximale du courant pouvant passé dans le circuit ou les trois résistors sont en parallèle.

Exercice 6 :

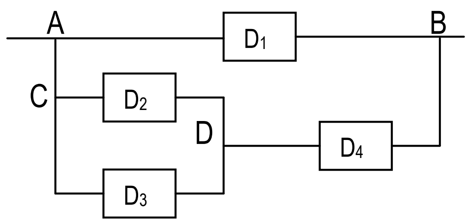
Un accumulateur maintient entre ses bornes une tension constante U_{PN} = 6 V ; il est branché aux bornes A et B d'un fil conducteur métallique rectiligne de longueur L=1 m et de section s constante. Un curseur C se déplace entre A et B. On note x la longueur du fil de portion AC.
Exprimer U_{AC} en fonction de U_{PN}, L et x.
Exprimer la fonction U_{AC} = f(x). Conclure.



Exercice 7 :

Le réseau ci-contre, comporte des conducteurs. La tension U_{AB} vaut 10 V.

1. Déterminer la résistance du conducteur équivalent vue des points A et B.
2. Calculer les intensités des courants dans chaque branche et l'intensité du courant principal I. On donne : les résistances des conducteurs D_1 ; D_2 ; D_3 et D_4 sont respectivement 10 Ω; 6 Ω; 4 Ω et 7,5 Ω.



Exercice 8 :

1. On veut réaliser une ligne électrique d'une longueur de 300 m destinée à transporter un courant d'intensité 300 A. La chute de tension ne doit pas dépasser 2 V. Quel doit être la résistance maximale du câble ?

2. Quel est le diamètre minimal d'un câble de cuivre de transport ? Quelle est alors sa masse ?

On donne : masse volumique du cuivre μ = 8900 $kg.m^{-3}$; résistivité du cuivre ρ = $1,6.10^{-8}$ Ωm ; résistance d'un câble de section s, de longueur ℓ, de résistivité ρ est donnée par la formule $R = \rho\dfrac{\ell}{s}$

Exercice 9 :

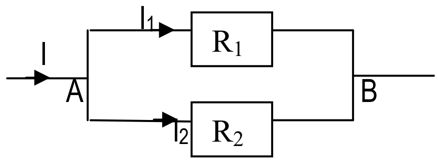
On construit un rhéostat à l'aide d'un fil de ferronickel de résistivité ρ = 8.10^{7} Ω.m et de section s = 0,1 mm^2. Ce fil est régulièrement bobiné sur un cylindre de rayon r = 1,5 cm.

1. Quelle doit être la longueur totale du fil pour que la résistance maximale du rhéostat soit R = 600 Ω ?

2. Combien de spires pratiquement jointives ce rhéostat comportera-t-il ?

3. Quelle sera la longueur du rhéostat ?

Exercice 10 :



Il est réalisé par l'association de deux résistances R_1 et R_2 en parallèle.

1. Exprimer la résistance équivalente R de l'association de bornes A et B.

2. Exprimer la tension $U_{AB} = f(I, R_1, R_2)$ puis $I_1 = f(I, R_1, R_2)$.

3. Comment choisir le rapport $\dfrac{R_1}{R_2}$ pour que $I_1 = \dfrac{I}{10}$? Un ampèremètre intercalé dans la branche comportant R_1 indique I_1 = 1,2 A. Quelle est la valeur de I ? Le plus grand calibre de cet appareil est 10 A ; peut-on mesurer directement ?

Exercice 11 :

1. Entre les bornes A et B d'un conducteur ohmique, on applique une tension U_{AB} = 5,4 V.
   1.1 Donner le sens du courant dans conducteur ohmique.
   1.2 La résistance est égale à 270 Ω, calculer l'intensité du courant I.

2. Un conducteur ohmique est parcouru par un courant électrique d'intensité I = 12,5 mA lorsque la tension entre ses bornes A et B est U_{AB} = - 40 V.
   2.1 Quel est le sens conventionnel du courant électrique dans le conducteur ohmique ? Faire un schéma et y représenter, par des flèches appropriées, la tension U_{AB} et le sens du courant.
   2.2 Calculer la résistance du conducteur ohmique.

Exercice 12 :

On considère l'association de conducteurs ohmiques de la figure ci-dessous où $R_1 = R_2 = 10$ Ω et $R_3 = 40$ Ω. On mesure la tension U_{AC} = 9 V.

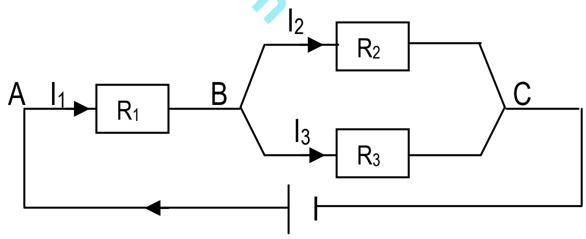
1. Déterminer la résistance équivalente au dipôle AC.

2. En déduire l'intensité du courant I_1 du courant électrique parcourant R_1.

3. Déterminer les tensions U_{AB} et U_{BC}.

4. Calculer les intensités I_2 et I_3 en utilisant la loi d'ohm.

5. Vérifier les calculs précédents en utilisant la loi des nœuds.

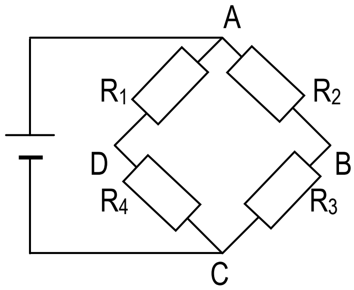


Exercice 13 :

On réalise le montage ci-contre.

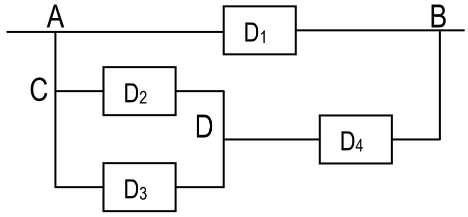
1. On donne $R_1 = R_4 = 20$ Ω ; $R_3 = R_2 = 80$ Ω et U_{AC} = 6 V. Calculer :
   1.1 La résistance équivalente à chaque branche, puis à l'association des conducteurs ohmiques placés entre A et C.
   1.2 L'intensité du courant parcourant le générateur et chacun des conducteurs ohmiques

2. Répondre aux mêmes questions qu'au 1. lorsqu'on relie B et D par un fil.



Exercice 14 :

Le réseau ci-contre, comporte des conducteurs. La tension U_{AB} vaut 10 V.

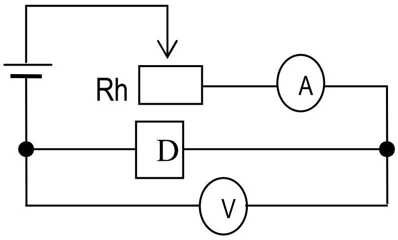


1. Déterminer la résistance du conducteur équivalent vue des points A et B.

2. Calculer les intensités des courants dans chaque branche et l'intensité du courant principal I. On donne : les résistances des conducteurs D_1 ; D_2 ; D_3 et D_4 sont respectivement 10 Ω; 6 Ω; 4 Ω et 7,5 Ω.

Exercice 15 :

On réalise le montage de la figure ci-contre et on note les indications de l'ampèremètre et du voltmètre pour quelques positions du curseur du rhéostat. On obtient les résultats consignés dans le tableau ci-dessous.

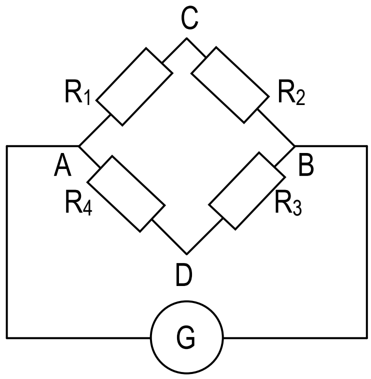


I (mA)	27	32	43	57	62	78	85	93
U (V)	1,2	1,4	1,9	2,5	2,8	3,5	3,8	4,2

Tracer la caractéristique courant-tension, U_{MN} du dipôle D avec comme sens positif de M vers N dans le dipôle ; justifier les signes de U et I. Quelle est la nature du dipôle ? Calculer sa résistance.

Exercice 16 :

G est un générateur de courant, c'est-à-dire un appareil débitant un courant d'intensité I = 3 A, quels que soient les appareils branchés entre A et B. Dans le circuit de la figure ci-contre, formée de quatre conducteurs ohmiques R_1 , R_2, R_3 et R_4 tels que $R_1 = R_2 = 5\ \Omega$, $R_3 = 30\ \Omega$ et $R_4 = 10\ \Omega$.



dipôle	AC	CB	AD	DB
I (A)				
U (V)				

1. Indiquer où se trouve le pole positif du générateur et représenter les sens des courants dans chaque branche du circuit par des flèches.

2. Calculer la résistance équivalente au dipôle AB. En déduire la tension U_{AB}.

3. Compléter le tableau ci-dessous en indiquant le fonctionnement de chaque appareil.

4. Quelle est la valeur de la tension U_{CD} ?

DIPOLES ACTIFS

Exercice 1 :

1. Qu'appelle-t-on générateur idéal de la tension ?
    1.1 Par quelle grandeur est-il caractérisé ? Quelle est son unité ?
    1.2 Donner l'expression de la tension entre ses bornes.
    1.3 Comment est-il schématisé ?
2. Quelle est l'allure de la caractéristique d'un générateur linaire de tension? Par quelles grandeurs sont-ils caractérisés ? Unités ?
3. Caractériser le générateur équivalent (E; r) à l'association en série d'une pile (E_1; r_1) et d'un conducteur ohmique R. On associe en série deux générateurs (E_1 ; r_1) et (E_2 ; r_2) ; caractériser le dipôle équivalent.

Exercice 2 :

La tension mesurée aux bornes d'une pile lorsqu'elle ne débite pas est égale à 4,52 V ; placée dans un circuit, elle débite un courant de 0,3 A, sa tension aux bornes étant égale à 4,04 V. Déterminer sa f.é.m. E, sa résistance interne r, l'intensité de court-circuit.

Exercice 3 :

1. La caractéristique d'une pile a pour équation : U_{PN} = - 0,8 I + 1,5 (avec I en ampère et U_{PN} en V)
    1.1 Quelle est sa f.é.m. E, sa résistance interne r, l'intensité du court-circuit ?
    1.2 Tracer la caractéristique de cette pile.
2. Les paramètres d'un générateur sont : E = 10 V et r = 1,8 Ω.
    2.1 Ecrire l'équation de sa caractéristique courant-tension.
    2.2 Représenter cette caractéristique.

Exercice 4 :

Afin de tracer la caractéristique d'une pile, on la fait débiter dans une résistance variable. Pour chaque position du curseur, on relève les valeurs de U_{PN}, et I.

U_{PN} (V)	1,08	0,92	0,73	0,55	0,37	0,17	0,08
I (mA)	0	20	40	60	80	100	110

1. Tracer la caractéristique courant-tension de la pile.
2. Déterminer l'équation de cette caractéristique et calculer les paramètres de cette pile.

Exercice 5 :

On relie une pile de f.é.m. E = 1,5 V et de résistance interne r = 1 V à un conducteur ohmique de résistance R = 2 Ω.
1. Comment mesurer l'intensité du courant traversant la pile ? Faire un schéma du montage et calculer la valeur de I.
2. On se place en série avec le conducteur ohmique un rhéostat de résistance R_h (valeur de la résistance avec le reste du circuit). Quelle doit être la valeur de R_h pour que l'intensité I du courant soit divisée par deux ?

Exercice 6 :

Une pile a une f.é.m. de 4,5 V et une résistance interne de 1,6 Ω.
1. Tracer sa caractéristique courant-tension et déterminer la valeur du courant pour laquelle la caractéristique couperait l'axe des abscisses.
2. On associe en série avec la pile, un résistor de résistance R =10 Ω. Quels sont les paramètres du dipôle ainsi constitué ? Trouver les résultats par une construction graphique d'une part et par le calcul d'autre part.

Exercice 7 :

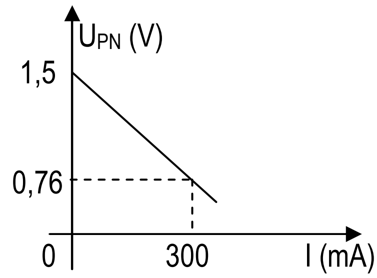
1. Trois piles identiques (E = 1,5 V ; r = 0,5 Ω.) sont montées en série.
    1.1 Trouver les caractéristiques du générateur équivalent (E' ; r').
    1.2 Quel inconvénient y'a-t-il à associer des piles en série ?
2. On doit utiliser deux piles de f.é.m. 1,5 V pour faire fonctionner un baladeur.
    2.1 Préciser à l'aide d'un schéma les deux manières d'associer en série les deux piles.
    2.2 Quelle est l'association nécessaire au fonctionnement du baladeur ? Calculer la f.é.m. de l'ensemble.

Exercice 8 :
Un générateur dont la f.é.m. est 5 V, débite un courant de 1 A dans un conducteur ohmique de résistance R, et un courant de 0,0505 A dans un conducteur ohmique de résistance 2R. Calculer la résistance interne de ce générateur.

Exercice 9 :
1. Comparer les chutes de tension aux bornes d'une pile (4,5 V;1,5 Ω) et d'un accumulateur (6 V; 0,02 Ω) lorsque ces générateurs débitent un courant de 1 A.
2. Comparer les intensités théoriques de court-circuit. Conclure.

Exercice 10 :
Deux piles (E_1 = 4,5 V ; r_1 = 1,5 Ω et E_2 = 1,5 V ; r_2 = 0,5 Ω) sont montées en série dans un circuit, et en opposition : deux pôles de même signe sont reliés ensemble.
1. Utiliser la loi des tensions pour trouver les caractéristiques du générateur unique équivalent à cette association (E' ; r').
2. Pour quelle valeur de E_2 l'intensité du courant est-elle nulle ?

Exercice 11 :
Au cours d'une séance de travaux pratiques, nous avons réalisé le tracé de la caractéristique d'une pile.
1. Le générateur est-il un générateur linéaire non idéal ? Pourquoi ?
2. Donner le schéma du montage permettant de tracer cette caractéristique.
3. Déterminer la force électromotrice et la résistance interne de cette pile.
4. Par quelle association ce dipôle peut-il être modélisé ?



Exercice 12 :
On veut déterminer la caractéristique d'une pile « Leclanché ».
1. Indiquer le schéma du montage à réaliser.
2. On a relevé les valeurs de U_{PN} et I pour chaque couple de mesures (tableau de valeurs).

U_{PN} (V)	1,08	0,92	0,73	0,55	0,37	0,17	0,08
I (mA)	0	20	40	60	80	100	110

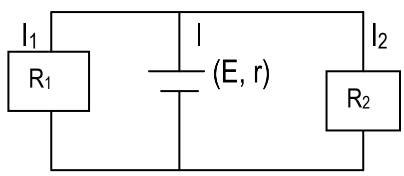
2.1 Tracer la caractéristique courant-tension de cette pile.
2.2 Etablir l'équation de fonctionnement correspondante. Déterminer la force électromotrice et la résistance interne de cette pile.

Exercice 13 :
On veut tracer la caractéristique d'une batterie d'accumulateurs. L'expérience montre que l'on obtient des mesures reproductibles en opérant par des valeurs décroissantes de l'intensité du courant débité. On obtient les résultats suivants :

U_{PN} (V)	6,20	6,22	6,24	6,26	6,29	6,30	6,32	6,36	6,40
I (A)	10	8	6	4	2	1,5	1	0,5	0

1. Tracer la caractéristique I $\rightarrow$ f (I) = U_{PN}.
L'axe des tensions sera gradué de 6,0 V à 6,5 V, à l'échelle de 2 cm $\leftrightarrow$ 0,1V.
L'axe des intensités sera gradué de 0A à 10A, à l'échelle de 1cm $\leftrightarrow$ 1A.
2. La caractéristique peut être linéarisée sur un intervalle que l'on précisera. Etablir l'équation de fonctionnement correspondante ; déterminer la f.é.m. E et la résistance interne qui correspondent à ce domaine d'utilisation.

Exercice 14 :
Dans le montage représenté ci-contre le générateur a pour f.é.m. E = 14 V et pour résistance interne r. Les résistances R_1 et R_2 ont pour valeurs respectives 5 Ω et 10 Ω. L'intensité I_2 est égale à 1 A.
1. Déterminer les valeurs des intensités dans chaque branche ainsi que le sens des courants.
2. Calculer la résistance interne du générateur.



Exercice 1 :

1. pour amplifier une tension U_e, on applique à l'entrée d'un Amplificateur Opérationnel (A.O). La tension de sortie est $U_s = +20\ U_e$. S'agit-il d'un montage amplificateur inverseur ? Quelle est la valeur du facteur d'amplification ?

2. Le gain en tension d'un montage est G = - 8.

   2.1 Justifier l'absence d'unité dans cette donnée.

   2.2 Calculer la valeur de a tension d'entrée, lorsque la tension de sortie prend successivement les valeurs 10 V et 6,5 V.

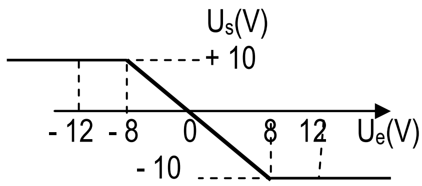
   2.3 Calculer la valeur de la tension de sortie lorsque la tension d'entrée prend successivement les valeurs 1,5 V et – 0,22 V.

Exercice 2 :

Dans un montage amplificateur inverseur, le conducteur ohmique reliant l'entrée inverseuse à la sortie S a pour Resistance R_2 = 100 kΩ. Quelle est la valeur de la résistance R_1 du conducteur ohmique reliant l'entrée non inverseuse à l'entrée E^- de l'A.O sachant que le facteur d'amplification de ce montage est égala à – 10 ?

Exercice 3 :

En travaux pratiques, un élève a tracé la courbe donnant la tension de sortie U_S d'un amplificateur en fonction de la tension d'entrée U_e (voir figure).

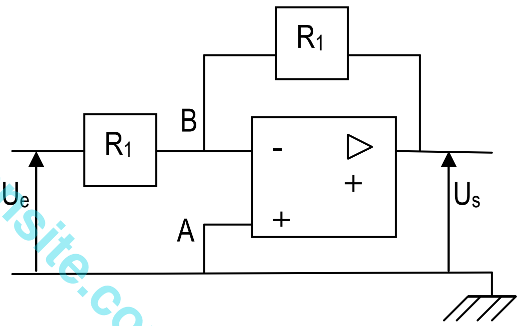


1. Déterminer le facteur d'amplification. L'amplificateur est-il inverseur ?
2. A quel domaine doit appartenir la tension d'entrée pour être amplifiée ?
3. Quelles sont les valeurs des tensions de saturation ?

Exercice 4 :

On réalise le montage ci-dessous, en choisissant des conducteurs ohmiques de résistances égales R_1 et R_2.

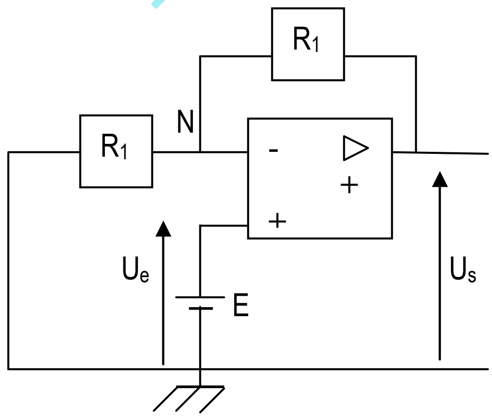
La tension d'entrée est fournie par un générateur de tension continue : U_e = 6 V.



1. Prouver que les deux conducteurs ohmiques sont parcourus par le meme cournat électrique.
2. Quel est le potentiel des points A et B ?
3. En deduire les expressions de la tension d'entrée U_e et de l tension de sotie U_s en fonction de R_1, R_2 et I.
4. Quel est le coefficient d'amplification ? Justfier le nom du montage. On donne : $R_1 = R_2$ = 15 kΩ.

Exercice 6 :

Dans le schéma ci-dessous, on considère que l'A.O fonctionne en régime linéaire et que le générateur est idéal de f.é.m. E.



1. Rappeler les lois relatives à l'A.O en régime linéaire.
2. En appliquant les lois des tensions, exprimer la tension U_{NM}.
3. Montrer que la tension aux bornes de R_1 est égale à U_e et en déduire le sens du courant dans R_1.
4. En utilisant la loi des nœuds en N, trouver le sens du courant I_2 qui circule dans R_2 puis déterminer son expression. Appliquer la loi d'Ohm et la loi des tensions pour montrer que $U_s = (R_1 + R_2)$ I.
5. Montrer que $U_s = \frac{R_1 + R_2}{R_1} U_e$. En déduire le facteur d'amplification G. Justifier le nom d'amplificateur non-inverseur donné à ce montage.
6. Calculer G et U_s lorsque R_1 = 1 kΩ ; R_2 = 2,2 kΩ ; r = 1 Ω et E = 1,5 V.

PHYSIQUE

MECANIQUE

P8 — **GENERALITES SUR LE MOUVEMENT**

Exercice 1 :
Un mobile M se déplace sur un axe x'x ; son abscisse dépend de la date t : x = - 3t + 68 {x : mètre ; t : seconde}
1. Que représente la valeur numérique - 3 ? Quelle est la nature du mouvement?
2. Exprimer le vecteur vitesse $\vec{V}$ et donner sa norme.

Exercice 2:
On a relevé au compteur d'une voiture la vitesse à partir d'un instant t = 0 (voir tableau).

t (s)	0	1	2	3	4	5
v (m/s)	20	22,2	24,4	26,6	28,8	31

1. Représenter le graphique v = f(t). Que constatez-vous ?
2. Trouver une relation simple entre v et t.
3. Trouver la valeur numérique de l'accroissement de vitesse par seconde $\frac{\Delta v}{\Delta t}$; préciser l'unité.

Exercice 3 :
Deux mobiles M_1 et M_2 se déplacent sur un axe x'x ; leurs abscisses dépendent de la date t :
$x_1 = 0{,}02\ t^2$ et $x_2 = -3\ t + 68$.

t(s)	0	5	10	15	20	25	30	35	40
x_1 (m)									
x_2 (m)									

1. Remplir le tableau ci-contre.
2. A quelle date les mobiles se croisent-ils ?
3. Quelle est la distance M_1M_2 lorsque t = 10 s? t = 30 s?

Exercice 4 :
Un automobiliste est immobilisé dans une file de voitures à 300 m d'un feu rouge. Le feu passe au vert ; il n'y restera qu'une minute. La file démarre à la vitesse moyenne de 15 km/h.
1. L'automobiliste a-t-il une chance de passer ?
2. Déterminer sa position par rapport au feu lorsque celui-ci passera au rouge.

Exercice 5 :
Deux voitures se déplacent sur une même route horizontale, dans le même sens. La première a une vitesse v = 60 km.h^{-1} et la seconde une vitesse v' = 90 km.h^{-1}. Les deux conducteurs partent au même instant d'un lieu A et se dirigent vers un lieu B distants de 120 km.
1. Quelle est la position de chaque voiture 20 minutes après le départ ?
2. À cet instant le premier conducteur accélère et les 2 voitures arrivent simultanément en B
   - 2.1 Quelle est la durée du voyage pour les deux voitures ?
   - 2.2 Déterminer la vitesse v_1 de la première voiture pendant la deuxième partie du trajet.

Exercice 6:
Une voiture A part de Ziguinchor à 11 h 56 min pour aller à Sénoba distants de 120 km.
Il roule à la vitesse moyenne de v_A= 110 km.h^{-1}. A 12 h 11 min, une autre voiture B part de Sénoba pour Ziguinchor en roulant à la vitesse moyenne de v_B = 70 km.h^{-1}.
1. À quelle date les deux voitures arrivent-elles à destination ?
2. À quelle date et à quelle distance de Ziguinchor la rencontre a-t-elle lieu ?

Exercice 7 :

Un cycliste (a) quitte une ville A à 8 h et se dirige vers une ville B distante de 60 km à la vitesse V_A = 25 km.h^{-1}.Un autre cycliste (b) quitte la ville B à 8 h 15 min et se dirige vers la ville A à la vitesse V_B = 30 km.h^{-1}.En adoptant la démarche suivante :

- prendre pour origine des espaces une ville C situé à 20 km de A entre A et B ;
- orienter l'axe des abscisses dans le sens A vers B ;
- prendre l'origine des dates l'instant où le cycliste (a) quitte la ville A ;

1. Etablir les équations horaires des deux cyclistes.
2. Déterminer la date d'arrivée de chaque cycliste.
3. Déterminer la date et le lieu de rencontre des deux cyclistes.
4. Calculer la distance séparant les deux cyclistes à 8 h 15 min.

Exercice 8 :

On considère les mouvements supposés rectilignes et uniformes de trois cyclistes entre Ziguinchor et Bignona ; villes distantes de 30 km. Le premier et le deuxième font le trajet Ziguinchor - Bignona avec les vitesses respectives v_1 = 15 km.h^{-1} et v_2 = 20 km.h^{-1}. Le troisième fait le trajet Bignona - Ziguinchor avec la vitesse v_3 = 30 km.h^{-1}

1. Calculer la durée mise par chaque cycliste pour faire le trajet entre ces deux villes.
2. À quels instants le troisième cycliste croise t-il le premier et le deuxième dans le cas où :
   - ils partent en même temps ?
   - le premier cycliste part 10 minutes avant les deux autres ?
3. Dans le cas où le premier cycliste part 10 minutes avant les deux autres, déterminer la date de rattrapage du premier par le deuxième cycliste. Quelle est alors l'abscisse des deux cyclistes ?

Exercice 9 :

Un car (C) et un taxi (T) font le trajet entre deux villes A et B en partant au même instant. La distance séparant les deux villes est de 150km. On suppose qu'au cours de leurs trajets, les mouvements sont rectilignes et uniformes.

Le car fait le trajet dans le sens A$\rightarrow$B avec une vitesse constante V_c = 100 km.h^{-1}.

Le taxi fait le trajet dans le sens B$\rightarrow$A avec une vitesse constante V_t = 130 km.h^{-1}.

1. Déterminer les équations horaires des deux mouvements.

2 Déterminer la date de croisement du car et du taxi ainsi que l'abscisse du lieu de croisement.

3. Quelle est la durée de parcours du car et du taxi ainsi que les distances parcourues par le car et le taxi entre l'instant de départ et l'instant de croisement.

Exercice 10 :

Abou et Rita se dirigent, à vélo, l'un vers l'autre sur une route rectiligne longue de 30 km. Abou roule à la vitesse V_1= 15 km.h^{-1} et Rita à la vitesse V_2 = 12 km.h^{-1}. On prendra pour origine des dates le départ de Rita et pour origines des abscisses sa position initiale.

1. On suppose que Abou et Rita partent en même temps :
   - 1.1 Ecrire l'équation horaire de chaque mouvement.
   - 1.2 Déterminer la date et le lieu de rencontre de Abou et Rita.
   - 1.3 Tracer les représentations graphiques des équations horaires et vérifier graphiquement les résultats obtenus au 1.2.
2. On suppose maintenant que Rita part 12 minutes avant Abou :
   - 2.1 Réécrire l'équation horaire de chaque mouvement.
   - 2.2 Déterminer la date et le lieu de rencontre de Abou et Rita.
   - 2.3 A quelle vitesse Rita devrait-elle rouler pour que la rencontre ait lieu à mi chemin ?

Exercice 11 :

Un disque homogène de masse m = 1 kg de rayon R = 20 cm de centre O, tourne à la vitesse constance de 25 tours par minute, autour d'un axe passant par son centre et perpendiculaire à son plan (figure 1).

1. Quelle est la nature du mouvement du disque ?
2. Calculer la vitesse angulaire de rotation ω du disque en rad/s.
3. On colle deux pastilles A_1 et A_2 considérées come ponctuelles, sur le disque à de distances r_1 et r_2 de l'axe Δ (figure 2). Donner les caractéristiques des vitesses A_1 et A_2.

Exercice 12 :
Un canot descend un fleuve. Sa vitesse par rapport à l'eau est égale à 30 km.h^{-1}. Le courant d'eau a une vitesse constante de 5 km.h^{-1}. A un certain moment une bouée tombe du canot. Le navigateur s'en aperçoit une demi-heure plus tard et fait un demi-tour. Sachant qu'au retour le moteur fonctionne au même régime qu'à l'aller, quelle distance aura parcourue la bouée au fil de l'eau lorsque le navigateur la rattrapera ?

Exercice 13 :
Sur une table à coussin d'air, on a relevé la trajectoire d'un point A d'un mobile. Sur l'enregistrement de la figure ci-dessous, A_n représente les positions successives du mobile à différentes dates t_n. On note que l'intervalle de temps entre deux dates successives est le même et est égal à T = 0,05 s.

1. Calculer les vitesses moyennes de A entre t_1 et t_3; t_1 et t_5 ; t_1 et t_7.
2. Donner les valeurs des vitesses instantanées V_2, V_4 et V_6 aux dates t_2, t_4 et t_6
3. En prenant comme échelle : 1 cm $\leftrightarrow$ 10 cm.s^{-1}, représenter sur la figure, les vecteurs vitesses instantanées $\overrightarrow{V_2}$ et $\vec{V_6}$.
3. Calculer les valeurs : $V_3 - V_2$; $V_4 - V_3$; $V_5 - V_4$; $V_6 - V_5$. Quelle est la nature du mouvement ?

Exercice 14 :
On photographie la chute d'une bille suivant la verticale, à intervalles de temps réguliers T = 2 ms.

Les distances d parcourues par la bille depuis son départ sont indiquées dans le tableau ci-contre :

t	0	T	3T	T4	5T	6T	7T	8T
d (m)								

1. Déterminer la vitesse moyenne de la bille entre 0 et 8 T.
2. Quelle est sa vitesse instantanée à la date t_2 = 2 T, à la date t_6 = 6 T ?
3. Représenter les vecteurs-vitesses $\vec{V_1}$ et $\vec{V_6}$. Quelle est la nature du mouvement ? Echelle : 1 cm $\Leftrightarrow 1 m/s$

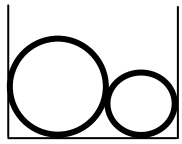
Exercice 15 :
Deux voitures A et B font le trajet entre deux villes M et N. La distance séparant les deux villes est d. On suppose qu'au cours de leurs trajets, les mouvements sont rectilignes. La voiture A fait le trajet dans le sens M$\rightarrow$N avec une vitesse constante V_1. La voiture B fait le trajet dans le sens N$\rightarrow$M avec une vitesse constante V_2. La vitesse V_2 est le double de la vitesse V_1.
1. Dans le cas où les deux voitures, déterminer la date t_1 de croisement des deux voitures en fonction de V_1 et de d.
2 Dans le cas où la voiture A part le premier avec une avance de ΔT sur B, déterminer la date t_2 de rencontre des deux voitures en fonction de V_1, d et ΔT.
3. Calculer t_1 et t_2 pour d = 100 km ; V_1 = 60 km ; ΔT= 0,25 h

Exercice 16 :
Un bateau traverse un fleuve large de 100 m ; sa direction est maintenue perpendiculaire à celle du courant d'eau et sa vitesse par rapport à l'eau est $V_{B/E}$ = 12 km.h^{-1} ; celle du courant par rapport aux berges du fleuve est $V_{c/b}$ = 4 km.h^{-1}.
1. Calculer puis déterminer par construction graphique la vitesse $V_{B/b}$ du bateau par rapport à un observateur situé sur la berge du fleuve.
2. En déduire la direction suivie parle bateau.
3. Sachant que le mouvement du bateau par rapport aux berges du fleuve est un mouvement rectiligne uniforme $V_{B/b}$, calculer la durée de la traversée.

Exercice 17 :
Un cabinet dentaire est équipé d'une fraise de diamètre 2,5 mm et qui tourne à 1,21.10^5 tr/min. Un dentiste travaille sur une dent pendant 20 s avec la fraise.
1. Exprimer la vitesse angulaire de la fraise : - en tours par seconde ; - en radians par seconde.
2. Quelle longueur un point de la périphérie de la fraise parcourt-il ?

Exercice 1 :
Un dynamomètre est gradué en newton. On tire sur l'une de ces extrémités jusqu'à ce que l'index se soit déplacé de 2,5 cm en indiquant 0,5 N. Quelle est la raideur du ressort du dynamomètre ?

Exercice 2 :
Deux boules sphériques sont placées dans un récipient cylindrique (voir figure).
Faire l'inventaire des forces appliquées.



Exercice 3 :
Dans un repère (O, $\vec{i}$, $\vec{j}$), on donne : $\vec{F_1} = 2\vec{i} - 3\vec{j}$; $\vec{F_2} = -3\vec{i} - 2\vec{j}$ et $\|\vec{i}\| = \|\vec{j}\| = 1N$

1. Représenter soigneusement les forces $\vec{F_1}$ et $\vec{F_2}$ .Calculer l'intensité de chaque force.
2. Déterminer les caractéristiques de la force $\vec{F} = \vec{F_1} + \vec{F_2}$. Que vaut l'angle $\alpha = (\vec{i}, \vec{F})$?

Exercice 4 :
Soit dans un repère orthonormé (O, $\vec{i}$, $\vec{j}$) une force $\vec{F}$ d'intensité 20 N faisant un angle α avec O$\vec{i}$.

1. Représenter $\vec{F}$ si $\alpha = (\vec{i}, \vec{F}) = -30^0$
2. Déterminer les composantes F_x et F_y dans le repère (O, $\vec{i}$, $\vec{j}$). On prendra comme l'échelle : 1cm $\leftrightarrow$ 5N.

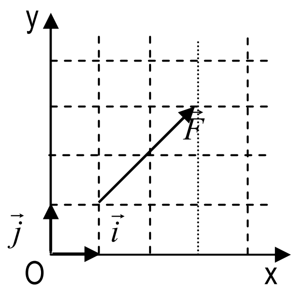
Exercice 5 :
Trois forces $\vec{F_1}$; $\vec{F_2}$; $\vec{F_3}$ ont les intensités suivantes : F_1 = 10 N ; F_2 = 20 N et F_3 = 15 N. Construire dans un repère orthonormé (O, $\vec{i}$, $\vec{j}$) les forces $\vec{F_1}$; $\vec{F_2}$; $\vec{F_3}$ et $\vec{F} = 2\vec{F_1} - \vec{F_2} + \vec{F_3}$ telle que ($\vec{i}$, $\vec{F_1}$) = 30 ^{0} ; ($\vec{i}$, $\vec{F_2}$) = 45^0 ; ($\vec{i}$, $\vec{F_3}$) = 150^0. Déterminer à partir de la construction vectorielle les caractéristiques de $\vec{F}$.

Exercice 6 :
Dans un repère orthonormé (O, $\vec{i}$, $\vec{j}$), on donne : $\vec{F_1} = -3\vec{i} = 2\vec{j}$ et $\vec{F_2} = -2\vec{i} - \vec{j}$.

1. Représenter les forces $\vec{F_1}$ et $\vec{F_2}$. (1cm $\leftrightarrow$ 1N). Calculer la norme de chaque force.
2. Déterminer par le calcul, puis graphiquement la force $\vec{F} = \vec{F_1} + \vec{F_2}$.
3. Déterminer graphiquement la force $\vec{F'}$ définie par $\vec{F'} + \vec{F_1} + 2\vec{F_2} = \vec{0}$

Exercice 7:
On considère un repère orthonormé (O, $\vec{i}$, $\vec{j}$) où on a représenté un vecteur force tel que : $\vec{F}$ = 2 $\vec{i}$ +2 $\vec{j}$.

1. Déterminer F_x et F_y ainsi que l'intensité F de la force.
2. Calculer l'angle β = ($\vec{j}$, $\vec{F}$). On prendra $\|\vec{i}\| = \|\vec{j}\| = 1N$



Exercice 8 :
On considère trois forces $\vec{F_1}$; $\vec{F_2}$ et $\vec{F_3}$ appliquées à l'origine O d'un repère (O, $\vec{i}$, $\vec{j}$). Ces forces sont caractérisées par : F_1 = 20 N ; F_2 = 30 N et $\vec{F_3} = 2\vec{F_1} - \vec{F_2}$. On donne les angles : ($\vec{i}$, $\vec{F_1}$) = 30^0 et ($\vec{F_1}$, $\vec{F_2}$) = -165^0

1. Représenter $\vec{F_1}$; $\vec{F_2}$ et $\vec{F_3}$.
2. En déduire graphiquement la norme du vecteur $\vec{F_3}$ et l'angle ($\vec{i}$, $\vec{F_3}$). (Echelle : 1cm $\leftrightarrow$ 10 N).
3. Déterminer par le calcul, la norme du vecteur $\vec{F_3}$ ainsi que et l'angle ($\vec{i}$, $\vec{F_3}$).

Exercice 9 :

Trois forces coplanaires $\vec{F}_1$; $\vec{F}_2$ et $\vec{F}_3$, de même intensité F = 40 N, font entre elles les angles $\left(\vec{F}_1,\vec{F}_2\right)$ = $\left(\vec{F}_2,\vec{F}_3\right)$ = 60°. Déterminer $\vec{F}=\vec{F}_1+\vec{F}_2+\vec{F}_3$ et $\vec{F}^{/}=\vec{F}_1-\vec{F}_2+\vec{F}_3$.

Exercice 10 :

Deux forces $\vec{F}_1$ et $\vec{F}_2$ d'intensités respectives F_1 = 0,2 N et F_2 = 0,4 N, font entre elles un angle ($\vec{F}_1$, $\vec{F}_2$) = 120 ^{0}.

1. Représenter $\vec{F}_1$ et $\vec{F}_2$. (Echelle : 3 cm $\leftrightarrow$ 0,2 N)

2. Déterminer graphiquement l'intensité de la force $\vec{F}_3$ = $\vec{F}_1$ + $\vec{F}_2$. Retrouver le résultat par le calcul.

3. Déterminer graphiquement l'intensité de la force $\vec{F}$ telle que $\vec{F}$ + $\vec{F}_1$ + $\vec{F}_2$ = $\vec{0}$. Déterminer l'angle ($\vec{F}$, $\vec{F}_3$).

Exercice 11 :

Soit un solide soumis aux forces $\vec{F}_1,\vec{F}_2 et \vec{F}_3$ tel que $\left\|\vec{F}_1\right\|=20N;\left\|\vec{F}_2\right\|=30N$ et $\vec{F}_3=2\vec{F}_1+\vec{F}_2$.On donne les angles $(\vec{i},\vec{F}_1)=30^0$ et $(\vec{i},\vec{F}_2)=45^0$.

1. Construire dans un repère orthonormé $\vec{F}_1$, $\vec{F}_2 \, et \, \vec{F}_3$; en déduire les caractéristiques de $\vec{F}_3$.

2. Déterminer par le calcul les caractéristiques de $\vec{F}_3$.

Exercice 12 :

Un solide est soumis à trois forces $\vec{F}_1$, $\vec{F}_2 \, et \, \vec{F}_3$ tel que $\left\|\vec{F}_1\right\|=20N;\left\|\vec{F}_2\right\|=30N$ et $\vec{F}_3=2\vec{F}_1-\vec{F}_2$. On donne les angles $(\vec{i},\vec{F}_1)=30^0$ et $(\vec{F}_1,\vec{F}_2)=-165^0$.

1. Construire dans un repère orthonormé ($O,\vec{i},\vec{j}$) les vecteurs $\vec{F}_1$, $\vec{F}_2$ et $\vec{F}_3$; en déduire graphiquement la norme du vecteur $\vec{F}_3$ et l'angle $(\vec{i},\vec{F}_3)$. Echelle : 1cm $\leftrightarrow$ 10 N.

2. Retrouver pa1r le calcul la norme de $\vec{F}_3$ ainsi que l'angle $(\vec{i},\vec{F}_3)$.

Exercice 13 :

On considère trois forces $\vec{F}_1$, $\vec{F}_2 et \vec{F}_3$ appliquées à l'origine O d'un repère $\left(O,\vec{i},\vec{j}\right)$ caractérisées par : $\left\|\vec{F}_1\right\|=30N;\left\|\vec{F}_2\right\|=40N$; $\left\|\vec{F}_3\right\|=50N$ et $\alpha_1=\left(\vec{i},\vec{F}_1\right)=60^0$; $\alpha_2=\left(\vec{i},\vec{F}_2\right)=160^0$; $\alpha_3=\left(\vec{i},\vec{F}_3\right)=-45^0$

1. Représenter ces vecteurs forces et déterminer la somme vectorielle graphiquement puis par calcul la force $\vec{F}$ telle que $\vec{F}=\vec{F}_1+\vec{F}_2+\vec{F}_3$. Préciser $\left\|\vec{F}\right\|$ et l'angle $\alpha=\left(\vec{i};\vec{F}\right)$. On donne : échelle $1\,cm \leftrightarrow 10\ N$.

2. Déterminer, graphiquement et par calcul, les caractéristiques du vecteur force $\left\|\vec{F}_4\right\|$ tel que : $\vec{F}_1+\vec{F}_2+\vec{F}_3+\vec{F}_4=\vec{0}$.

Exercice 14 :

Dans un repère orthonormé $\left(O,\vec{i},\vec{j}\right)$, l'unité de la force est le newton, on donne : $\vec{F}_1=2\vec{i}-3\vec{j}$ et $\vec{F}_2=-\vec{i}-2\vec{j}$.

1. Représenter les forces $\vec{F}_1$ et $\vec{F}_2$ puis calculer leur norme.

2. Déterminer ces angles $\left(\vec{i},\vec{F}_1\right)$ et $\left(\vec{F}_1,\vec{F}_2\right)$.

3. Tracer la force $\vec{F}=2\vec{F}_1+4\vec{F}_2$. Déterminer graphiquement l'angle $\left(\vec{i},\vec{F}\right)$.

4. Représenter la force $\vec{F}'$ telle que $\vec{F}'+\vec{F}_1+\vec{F}_2=\vec{0}$.

P10

LE POIDS - LA MASSE. RELATION ENTRE POIDS ET MASSE

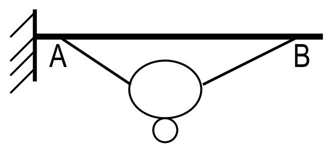
Exercice 1 :
On dispose d'une balance sensible au centigramme et d'une boite de masse marquée de 500 g à un milligramme. On désire peser un corps de masse x. On prend la masse de 500 g comme tare. Enumérer dans l'ordre chronologique et décrire toutes les opérations effectuées dans la double pesée de Bordas en supposant que la masse exacte est x = 322,24 g.

Exercice 2 :
Un cylindre de plomb a la même masse qu'un cylindre d'aluminium. Calculer le rapport des rayons de ce cylindre sachant qu'ils ont la même hauteur. On donne les masses volumiques respectives de l'aluminium et du plomb : $\rho_{Al} = 2{,}7.10^3 kg/m^3$ et $\rho_{Pb} = 11{,}3.10^3 kg/m^3$.

Exercice 3 :
Une alliance d'alliage d'or et de cuivre, a une masse de 5 g et un volume de 0,35 cm^3. Déterminer les pourcentages en masse, d'or et de cuivre. On donne les masses volumiques de l'or et du cuivre: $\rho_{or} = 19{,}5 g/cm^3$ et $\rho_{cuivre} = 8{,}3.9 g/cm^3$

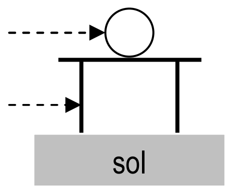
Exercice 4 :
On verse une certaine masse M d'eau pure dans un long tube cylindrique fermé à une de ses extrémités. Le tube est alors rempli sur une hauteur de 80 cm. On recommence la même opération avec la même masse d'un liquide L qui rempli le tube sur une longueur de 92 cm. Quelle est la masse volumique de L ? Sachant que M vaut 100 kg, quel est le rayon du tube ? On donne : ρ_{eau} = 1g/cm^3.

Exercice 5 :
Le dispositif d'accrochage d'une enseigne E, de masse m, est représenté par la figure ci-contre. Représenter qualitativement (direction, sens, point d'application) les forces extérieures qui s'exercent sur l'ensemble {F_1, E, F_2}.



Exercice 6 :
On considère un solide de masse m qui glisse sur un plan incliné d'un angle α par rapport à l'horizontale. Faire l'inventaire des forces extérieures qui s'exercent sur le solide puis les représenter en considérant les deux cas suivants : - le plan est parfaitement lisse ; - le plan est rugueux.

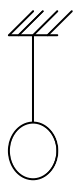
Exercice 7 :
Une boule de pétanque, de masse m = 650 g, est immobile sur une table horizontale (voir schéma).



1. Représenter les forces extérieures qui s'exercent sur la boule.
2. Quels types de forces s'exercent sur cette boule ?
3. Calculer l'intensité du poids de la boule. (On prendra g = 9,81 N.kg^{-1})
4. Sur un schéma clair, représenter à l'échelle ces forces. Echelle : 1 cm $\leftrightarrow$ 2 N
5. Représenter les forces exercées par la table sur le sol.

Données : masse de la boule m = 650 g et g = 9,81 N/kg.

Exercice 8 :
Un solide de masse m est suspendu à un fil de masse négligeable (figure).



1. Faire l'inventaire des forces extérieures au système en considérant :
- le solide comme système ;
- le fil comme système ;
2. Dans le cas où on considère comme système le solide et le fil, faire l'inventaire des forces intérieures au système. Que peut-on dire de leur somme ? Justifier.

Exercice 9 :

Un astronaute de masse M = 70 kg et une caisse hermétique de masse m = 40 kg, font partie d'une expédition lunaire.

1. Calculer les intensités des poids de l'astronaute et de la caisse sur la terre et sur la lune.

2. À l'aide de deux schémas, représenter les poids de la caisse sur la terre et sur la lune. On donne les intensités de la pesanteur terrestre et lunaire : g_T = 9,81 $N.kg^{-1}$; g_L= 1,62 $N.kg^{-1}$. Echelle : 1cm $\leftrightarrow$ 50N

Exercice 10 :

Un cylindre de rayon r est formé de deux parties : une partie en bois de longueur l_1 et de masse volumique ρ_1 et une partie en alliage de longueur l_2 et de masse volumique ρ_2. Exprimer en fonction de ρ_1, ρ_2, l_1 et l_2 la masse volumique ρ du cylindre. Calculer ρ. On donne : $\rho_1 = 0{,}8g/cm^3 ; \rho_2 = 8g/cm^3 ; l_1 = 10cm ; l_2 = 1cm$ et volume d'un cylindre de rayon r et de longueur l : v = $\pi r^2 l$

Exercice 11 :

1. Un objet cylindrique en cuivre a pour rayon r = 0,5 cm et pour hauteur h = 5 cm. Calculer sa masse et en déduire son poids. (g = 9,81 $N.kg^{-1}$)

2. Déterminer l'arête a d'un objet cubique en or de même masse que l'objet cylindrique précédent.

3. Une alliance d'alliage d'or et de cuivre a une masse de 5 g et un volume de 0,35 cm^3. Déterminer les pourcentages en masse d'or et de cuivre.

On donne : volume du cylindre v = $\pi r^2 h$; volume du cube v' = a^3 masse volumique de l'or : ρ_{Or} = 19,5 g/cm^3; masse volumique du cuivre : ρ_{Cu} = 8,9g/cm^3

Exercice 12 :

Un récipient cylindrique en cuivre, ouvert à sa partie supérieure, a les dimensions suivantes : diamètre : 20 cm ; hauteur intérieure : 15 cm ; épaisseur du métal : 5 mm.

1. Quel est le poids du récipient à vide ?

2. Quel est son poids au même lieu lorsqu'il est plein d'alcool?

On donne : masse volumique du cuivre est 8900 kg/m^3 ; masse volumique de l'alcool 790 kg/m^3 ; volume d'un cylindre de rayon r et de hauteur h : v = $\pi r^2 h$

Exercice 13 :

1. Calculer l'intensité du poids d'un vaisseau spatial de masse 2 t sur Terre, puis sur la Lune. On donne les intensités de la pesanteur terrestre et lunaire : g_T = 9,81 $N.kg^{-1}$; g_L= 1,6 $N.kg^{-1}$

2. En fait au voisinage de la Terre, g varie avec l'altitude h selon la loi approximative : $g_h = g_0 - 3{,}08.10^{-6} h$ (SI) avec g_0 = 9,81 $N.kg^{-1}$

2.1 En déduire la loi de variation de l'intensité du poids.

2.2 Pour quelle altitude h_i, la variation relative $\frac{g_0 - g_h}{g_0}$ est-elle égale à 0,5% ?

Exercice 14 :

En un point M situé à la distance OM = R du centre de la Terre, l'intensité de la pesanteur g_M est proportionnelle à $\frac{1}{R^2}$ pour R $\geq$ R_0 (R_0 est le rayon de la terre). Cette propriété se traduit par la relation suivante : $\frac{g_M}{g_0} = \frac{R_0^2}{R^2}$ où g_0 est l'intensité de la pesanteur au niveau du sol.

1. Compléter le tableau ci-contre :

2. Représenter graphiquement les variations de g_M en fonction de R/R_0.

3. À quelle altitude, le poids d'un corps est-il 10 fois plus petit qu'au sol ?

$\frac{R}{R_0}$	1	1,01	1,1	1,5	2	2,5
h = R – R_0						
g_M						

4. Jusqu'à quelle altitude peut-on considérer que le poids d'un corps est constant à 1% prés ? On donne : g_0 = 9,81 $N.kg^{-1}$ et R_0 = 6400 km ; l'altitude h s'exprime en m et g_M en $N.kg^{-1}$

Exercice 19 :

Un parachutiste tombe sans ouvrir son parachute. Son mouvement par rapport à la Terre est vertical et uniforme.

1. Donner la nature et les caractéristiques des forces qui s'exercent sur le parachutiste si le parachutiste a une masse m = 92 kg ?

2. S'approchant du sol, le parachutiste ouvre son parachute.

   2.1 Comment évolue sa vitesse de chute ?

   2.2 Quelle action est responsable de cette évolution ?

Exercice 15 :

L'intensité de gravitation terrestre, assimilable au champ de pesanteur, varie avec l'altitude h selon la relation :

$$g = g_0 \frac{R^2}{(R+h)^2} \qquad \begin{cases} R = 6370 km \\ g_0 = 9{,}81 N.kg^{-1} \end{cases}$$

1. Calculer la force d'attraction gravitationnelle, assimilable au poids d'un engin spatial de masse m = 1 tonne qui décrit autour de la terre une trajectoire circulaire à l'altitude h = 400 km. Comparer le poids de l'engin sur la terre.

2. La distance Terre-Lune est d'environ 380.000 km. A la surface de la Lune, le champ de gravitation à une intensité g'_0 = 1,62 $N.kg^{-1}$. Le véhicule spatial est posé sur le sol lunaire : comparer l'attraction gravitationnelle exercée par la Lune (poids lunaire) à celle qu'exerce encore la Terre.

3. Indiquer la position du point situé entre la Terre et la Lune ou les attractions terrestre et lunaire se compensent. L'intensité de la pesanteur lunaire g_L varie avec l'altitude selon la même loi que g. On donne : R_{Lune} est R_L =1740 km.

Exercice 16 :

A un ressort suspendu par l'une de ses extrémités on accroche différentes masses marquées et on note l'allongement provoqué. Le tableau suivant donne les différentes mesures :

M (g)	100	150	280	450
$(\ell - \ell_0)(cm)$	4	6	11,2	18

1. Tracer le graphique donnant l'intensité du poids des masses en fonction de l'allongement $\Delta \ell = (\ell - \ell_0)$.

2. En déduire la raideur k du ressort.

3. Une masse suspendue à l'extrémité du ressort provoque un allongement de 8 cm. Quelle est la masse du corps suspendue ?

Exercice 17 :

On accroche un dynamomètre à l'une des extrémités d'un ressort, l'autre extrémité étant fixe. L'action du dynamomètre sur le ressort provoque l'allongement de ce dernier. Une règle graduée permet de mesurer la longueur ℓ du ressort pour différentes valeurs F de la force exercée par le dynamomètre. On obtient les résultats suivants :

F (N)	3	5	8	10
ℓ (cm)	11,2	12	13,2	14

1. Représenter, sur papier millimétré, ces différents couples de mesures avec F en ordonnées et l en abscisses.

2. Déterminer la fonction F = g (ℓ) qui relie ℓ et F, la longueur à vide ℓ_0 du ressort et sa constante de raideur.

Exercice 18 :

1. Un ressort de longueur à vide l_0 est accroché à un point un fixe O. A l'autre extrémité libre A du ressort, on suspend un objet de masse m = 0,05 kg ; on note un allongement de longueur $\Delta l = 0{,}6 cm$.

   1.1 Donner les caractéristiques de la tension $\vec{T}$ exercée par le ressort au point A.

   1.2 En choisissant l'échelle de 1 cm $\leftrightarrow$ 0,25 N, représenter tension $\vec{T}$ et le poids $\vec{P}$.

2. Pour différentes valeurs de m, on mesure l'allongement $\Delta l = l - l_0$ du ressort et on détermine la norme de $\vec{T}$ qu'il exerce en A. Les résultats sont consignés dans le tableau ci-contre :

   2.1 Tracer la courbe T = f (Δl). Echelle : {abscisse : 0,4 cm $\leftrightarrow$ 1 cm ; ordonnée : 0,25 N $\leftrightarrow$ 1 cm}

   2.2 Déduire du graphe la raideur K du ressort.

   2.3 Déterminer graphiquement la valeur de la tension du ressort pour $\Delta l_1 = 2{,}8 cm$. On donne g = 10 $N.kg^{-1}$

T (N)	1	1,5	2	2,5	3	3,5
Δl (cm)	1,2	1,8	2,4	3	3,6	4,2

P_{11}

EQUILIBRE D'UN SOLIDE SOUMIS A DES FORCES NON PARALLELES

Exercice 1 :

Un ressort est suspendu à un support en un point A ; à son autre extrémité B est accroché un objet de masse 100 g, l'ensemble est en équilibre.

1. Représenter les forces qui s'exercent sur l'objet.
2. Représenter les forces qui s'exercent sur le ressort en choisissant judicieusement votre échelle.

Exercice 2 :

Un solide de masse 2 kg peut glisses sans frottement sur un plan incliné faisant un angle de 30^0 avec l'horizontale. On le maintient immobile en exerçant une force $\vec{F}$ parallèle au plan incliné. A quelles forces est soumis le solide ? Calculer F.

Exercice 3 :

Le triage magnétique sert à séparer le fer d'autres matériaux non magnétiques à l'aide d'un aimant. Quelle force minimale doit exercer l'aimant sur une bille de fer de rayon 1 mm pour la soulever verticalement ? $\rho_{fer} = 5600 kg.m^3$

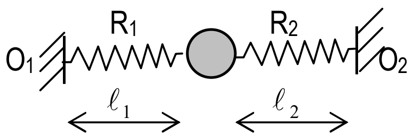
Exercice 4 :

Neufs ressorts identiques se trouvent sous le siège d'un fauteuil. Une personne dont la masse est de 50 kg s'assoit sur le fauteuil. Sachant que le poids de la personne est reparties exactement sur les neufs ressorts et que la raideur d'un ressort est 2000 $N.m^{-1}$, de quelle longueur se raccourcit chacun des ressorts ?

Exercice 5 :

Un anneau de dimensions négligeables est maintenu par l'intermédiaire de deux ressorts R_1 et R_2. Le ressort R_1 mesure à vide 20 cm, sa constante de raideur $K_1 = 20\ N.m^{-1}$; le ressort R_2 = mesure à vide 15 cm, sa constante de raideur $K_2 = 10\ N.m^{-1}$.

On tend l'ensemble, de manière à avoir les deux ressorts horizontaux. La distance O_1O_2 est alors 60 cm. Déterminer la tension des deux ressorts et leur allongement respectifs.



Exercice 6 :

1. U n ressort a une longueur à vide égale à 15 cm. On suspend à ce ressort un solide S de masse 100 g. A l'équilibre la longueur du ressort est 17,8 cm. L'intensité de la pesanteur est 9,8 N.kg-1. Calculer la raideur de ce ressort.
2. On détache le solide S et on le remplace par un autre solide S' de masse m'. A l'équilibre, la longueur du ressort est de 20,3 cm. Déterminer m'. Le ressort parfaitement élastique tant que sa longueur n'atteint pas le double de sa longueur à vide. Définir son domaine d'élasticité en calculant son allongement maximal et sa tension maximale.
3. Le solide S' suspendu au ressort. En équilibre. On amène sous S' un plateau avec lequel on soulève verticalement S' de 2,6 cm. Dessiner la force $\vec{R}$ exercée par le plateau sur S' puis déterminer son intensité.

Exercice 7 :

1. Trois cordes sont accrochées en un point O ; trois enfants tirent chacun sur une corde avec la même force. Quel est à l'équilibre, la valeur de l'angle entre deux cordes ?
2. Même question mais les deux enfants exercent deux forces égales $F_1 = F_2$ et le troisième exerce une force d'intensité $F_3 = F_2/2 = F_1/2$.

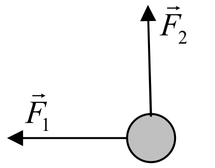
Exercice 8 :

Une échelle est posée sur un mur. Il n'ya pas de force de frottement entre le mur et l'échelle. Peut-elle se tenir en équilibre ? Si oui, calculer l'intensité des forces exercées sur l'échelle de largeur 4,8 cm, de masse 12 kg et faisant un angle de 20^0 avec la verticale.

Exercice 9 :

1. Un anneau de masse négligeable est soumis à l'action de trois forces non parallèles. Rappeler les conditions nécessaires d'équilibre de ce solide.

2. On exerce sur l'anneau les forces $\vec{F}_1 ; \vec{F}_2 et \vec{F}_3$. Les forces $\vec{F}_1 et \vec{F}_2$ sont perpendiculaires et ont pour intensités F_1 = 400 N ; F_2 = 300 N. Déterminer les caractéristiques de la force $\vec{F}_3$ à exercer sur l'anneau pour qu'elle soit en équilibre. Echelle : 1 cm $\leftrightarrow$ 100 N

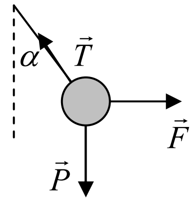


Exercice 10 :

Une bille d'acier pesant 0,1 N est suspendue à un fil. Elle est attirée par un aimant qui exerce sur elle une force horizontale $\vec{F}$, puis elle s'immobilise et le fil fait un angle α = 8 ⁰ avec la verticale.

1. Déterminer l'intensité de la force $\vec{F}$ qui s'exerce sur l'aimant.

2. Donner l'expression de la tension du fil en fonction de P et α . En déduire sa valeur numérique.

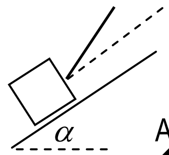


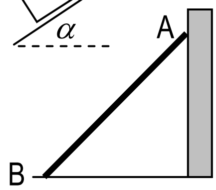
Exercice 11 :

Pour chacun des cas pour les figures ci-contre, représenter toutes les forces extérieures qui s'exercent sur le solide S de masse m :

- 1^{er} cas : le solide S est une caisse tirée par un fil ; il remonte un plan rugueux incliné d'un angle α par rapport à l'horizontale.

- 2^{e} cas : le solide S est une barre AB qui repose sans frottement sur un mur en A. En B, on note un contact avec frottement avec frottement.



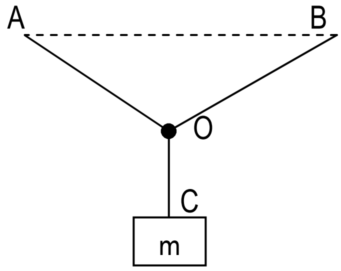


Exercice 12 :

On considère le dispositif représenté par la figure ci- contre où OA, OB et OC sont des fils inextensibles, de masse négligeables, reliés à un point O. Le poids de la masse m est P = 100 N.

1. A l'équilibre, exprimer, en fonction de P, α et β, les tensions T_1, T_2 et T_3 des fils OA, OB et OC.

2. Calculer les tensions pour α = 60⁰ et β = 30⁰.



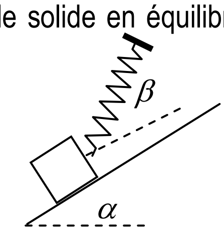
Exercice 13 :

Un solide de masse m = 0,95 kg est posé sur un plan incliné parfaitement lisse faisant un angle α = 30⁰ par rapport à l'horizontale. Un ressort dont l'axe fait un angle β = 20⁰ avec le plan incliné maintient le solide en équilibre. Sa constante de raideur vaut k = 50 $N.m^{-1}$.

1. Représenter les forces qui s'exercent sur le solide.

2. Déterminer l'intensité de la tension du ressort.
En déduire l'allongement du ressort.

3. Déterminer l'intensité de la réaction du plan incliné. On donne g = 10 $N.kg^{-1}$

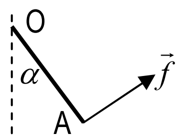


Exercice 14 :

Une tige homogène OA de longueur ℓ de masse m est mobile sans frottement dans un plan vertical autour de l'axe horizontal fixe Δ passant par O. On exerce une force $\vec{f}$ en A perpendiculairement à la tige.

1. Déterminer l'intensité de la force $\vec{f}$.

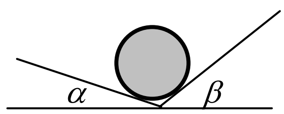
2. Déterminer les caractéristiques de la réaction $\vec{R}$ en O. Données : α = 30⁰ ; m = 200 g



Exercice 15 :

Un disque homogène de poids P = 10 N repose sans frottement sur deux plans perpendiculaires, entre eux faisant avec l'horizontale les angles : α = 20 ° et β = 70 °.

Calculer l'intensité des réactions des réactions R_A et R_B exercées par les supports sur le disque.



Exercice 16 :

Un traîneau est tiré, en mouvement de translation rectiligne, sur une surface enneigée horizontale par deux chiens. Chaque chien est relié par une corde au traîneau. Les cordes, attachées en même point O à l'avant du traîneau, restent dans le plan horizontal. L'une des cordes (corde 1) fait un angle $\alpha = 20^0$ avec l'axe du traîneau, l'autre (corde 2) un angle $\beta = 30^0$. La résultante $\vec{F}$ des forces $\vec{F_1}$ et $\vec{F_2}$ exercées par les cordes 1 et 2 sur le traîneau est portée par l'axe de ce dernier et vaut 300 N.

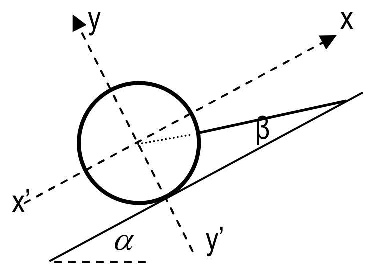
1. Schématiser le traîneau et les cordes, puis représenter la résultante $\vec{F}$.
2. L'un des chiens tire-t-il moins que l'autre ? Pour justifier votre réponse, déterminer, à partir d'une construction graphique soignée à l'échelle, puis par calcul, les valeurs des forces F_1 et F_2.

Exercice 17 :

Une sphère homogène de rayon r = 8 cm et de masse m = 1,7 kg est maintenue le long d'un plan parfaitement lisse, incliné d'un angle α = 40⁰, par un fil AB de longueur ℓ = 25 cm et de masse négligeable.

1. Calculer l'angle β que fait le fil avec le plan incliné.
2. Représenter les forces qui s'exercent sur la sphère.

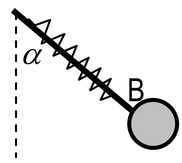
Calculer, en utilisant le repère indiqué sur la figure, la norme de chacune des forces.



Exercice 18 :

Une bille en acier B, de masse m = 100 g, est fixée à l'extrémité d'un ressort fixée en un point A. L'ensemble est maintenu rigidement par une tige (t) qui fait un angle $\alpha = 30^0$ avec la verticale.

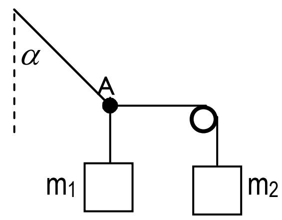
1. Déterminer les intensités de la tension $\vec{T}$ du ressort et de la réaction $\vec{R}$ de la tige.
2. En déduire la longueur ℓ du ressort. Donnée : le ressort a pour longueur à vide ℓ_0 = 25 cm et pour constante de raideur K = 56 N/kg.



Exercice 19 :

On considère le dispositif de la figure ci dessous. Les masses des fils et de l'anneau A sont négligeables. A l'équilibre, le fil OA fait un angle α = 45⁰ avec la verticale.

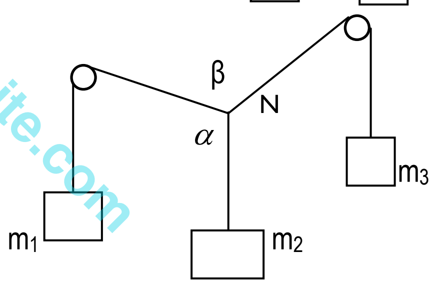
1. Calculer la masse m_2 pour réaliser cet équilibre.
2. Déterminer l'intensité de la tension du fil OA. On donne : P_1 = 4 N et g =10 $N.kg^{-1}$



Exercice 20 :

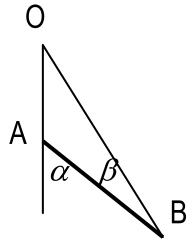
1. On considère le dispositif ci-contre où les fils forment un nœud N. On suppose que les poulies sont sans frottement. Le système étant en équilibre, déterminer les masses m_1 et m_3.
2. On remplace les solides de masses m_1 et m_3 par deux autres solides de masses égales $m'_1 = m'_3$ = 200 g. Déterminer la valeur de l'angle β.

On donne : α = 135⁰ ; β = 105⁰ ; m_2 = 200 g ; g = 10 $N.kg^{-1}$.



Exercice 21:

Une tige homogène de poids P = 5 N, de longueur ℓ = 1 m, est en équilibre grâce à un mur où repose son extrémité A et un fil attaché à son extrémité B. La tige fait un angle $\alpha = 60^0$ avec le mur tandis que le fil fait un angle $\beta = 30^0$ avec la tige. La tension du fil est de T= 4,3 N.

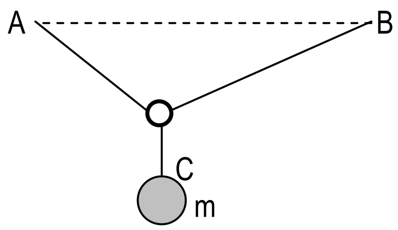


1. Refaire le schéma en représentant la longueur de la tige par 6 cm et prendre comme échelle 2 N↔1 cm. Faire figurer toutes les forces appliquées à la tige. En déduire, sans calcul, l'intensité $\|\vec{R}_A\|$ de la réaction du mur sur la tige en A.
2. Déterminer les composantes R_x et R_y dans un repère d'axes xx' et yy' convenablement choisi.
3. Déterminer par calcul l'angle que fait la réaction $\vec{R}_A$ avec la verticale. Calculer l'intensité R_A de réaction et la comparer avec la valeur trouvée graphiquement à la question 1.

Exercice 22 :

On considère le dispositif de la figure ci-contre où OA, OB et OC sont des fils inextensibles, de masse négligeables, reliés à un anneau en O. Le poids de la masse m est P = 10 N.

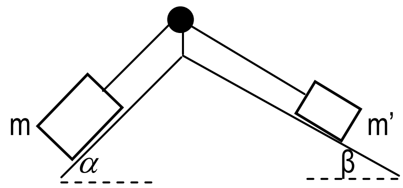
1. Le système étant en équilibre ; déterminer, en fonction de P, α et β les tensions T_1, T_2 et T_3 des fils OA, OB et OC.
2. En déduire les intensités des tensions des fils pour $\alpha = 60^0$ et $\beta = 30^0$.



Exercice 23:

Deux chariots de masses m = 1,5 kg et m' sont disposés sur deux plans inclinés comme l'indique la figure ci-contre. Ils sont reliés par un fil inextensible de masse négligeable passant par la gorge d'une poulie. On suppose que tous les frottements sont négligeables. L'ensemble étant en équilibre, déterminer :

1. la tension du fil et la valeur de la masse m' ;

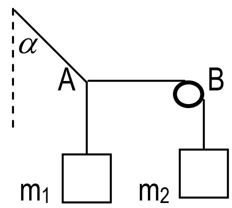


3. les actions exercées par les plans sur chaque chariot qui y disposé. On donne α = 45^0 et β = 30^0.

Exercice 24 :

On considère le dispositif de figure ci-contre où AO, AB et AC sont trois fils reliés à un anneau. Les fils et l'anneau sont de masses négligeables. A l'équilibre le fil AO fait un angle $\alpha = 45^0$ avec la verticale.

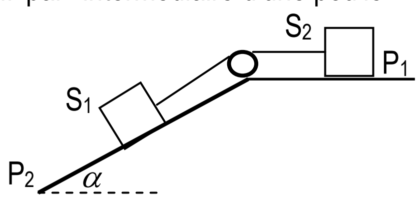
1. Calculer la masse m_2 pour que l'équilibre soit réalisé. On donne m_1 = 200 g.
2. Calculer la tension du fil AO.
3. L'équilibre dépend-il de l'intensité de la pesanteur ?



Exercice 25 :

Soient deux solides S_1 et S_2 reposant sur deux plans P_1 et P_2 et reliés par un fil par l'intermédiaire d'une poulie.

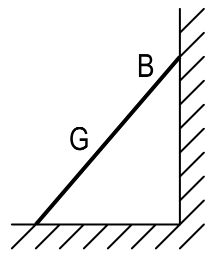
1. Prouver qu'en l'absence d frottement sur S_1 le plan P_2, le solide S_2 ne peut être en équilibre.
2. On suppose qu'il existe des forces de frottement sur le plan P_2 mais le plan P_1 est parfaitement lisse. Dans le cas où les deux solides S_1 et S_2 sont en équilibre, déterminer les réactions $\vec{R}_1$ et $\vec{R}_2$ respectives des plans P_1 et P_2. Données: m_1 = 200 g ; m_2 = 300 g ; g =10 N.kg^{-1} et α = 30^0



Exercice 26 :

Une échelle AB de masse m = 30 kg est posée contre un mur vertical ; le centre de gravité G de l'échelle est au milieu de AB. Le sol exerce une force $\vec{R}_A$ en A. En B, la force exercée par le mur est $\vec{R}_B$. Les contacts en A s'effectuent avec frottement, ceux en B ne le sont pas.

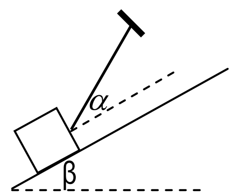
1. Représenter les forces s'exerçant sur l'échelle en équilibre.
2. Calculer l'angle β que fait $\vec{R}_A$ avec la verticale. On donne : AC = 140 cm ; BC = 200 cm.



3. Déterminer les intensités R_A et R_B, graphiquement puis par le calcul. On donne : g = 10 N.kg^{-1}

Exercice 27 :

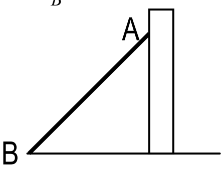
1. Montrer qu'un solide de masse non nulle ne peut être en équilibre sur un plan parfaitement lisse.
2. Pour maintenir un solide de poids P = 5 N en équilibre sur un plan lisse incliné d'un angle α = 30^0 par rapport à l'horizontale, on l'attache à un fil faisant un angle β = 45^0 par rapport à la pente (voir figure).
   2.1 Faire le bilan des forces extérieures appliquées au solide.
   2.2 Déterminer les intensités de toutes les forces appliquées au solide.



Exercice 28 :

Une échelle AB de masse m = 30 kg est posée contre un mur vertical. Le centre de gravité G de l'échelle est au milieu de $[AB]$. Les contacts en A s'effectuent avec frottement et ceux en B sont sans frottement.

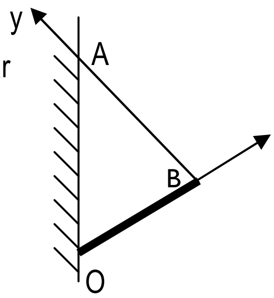
1. Représenter les forces s'exerçant sur l'échelle en équilibre. On désignera respectivement par $\vec{R}_A$ et $\vec{R}_B$ les forces exercées sur l'échelle par le sol en A et par le mur en B.



2. Calculer β, angle que fait $\vec{R}_A$ avec la verticale.
3. Déterminer, graphiquement puis par le calcul, les intensités des forces R_A et R_B.

Données : AC = 140 cm ; BC = 200 cm et g = 10 N/kg.

Exercice 29:



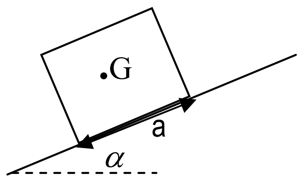
Une tige OB de longueur ℓ =1 m peut tourner autour d'un axe horizontal O. Elle est retenue par un fil AB de tension T = 17,7 N. Le fil est perpendiculaire à la tige de poids P égal à 50 N.

1. Faire le bilan des forces extérieures qui agissent sur la tige.
2. Déterminer les composantes R_x et R_y de $\vec{R}$ sur les axes. En déduire l'angle de la direction de $\vec{R}$ avec la verticale. On donne : OB = AB = 1 m

Exercice 30 :

Un cube homogène d'arête a = 2 cm, de poids P = 80 N, est en équilibre sur un plan incliné d'un angle $\alpha = 30^0$ par rapport à l'horizontale. Le point O désigne le centre de la face avec son support et G, le centre de gravité du cube

1. Refaire le schéma ci-contre en respectant les données et représenter les forces qui s'exercent sur le cube en équilibre. Le contact a-il lieu avec ou sans frottement ? Justifier.
2. Soit I le point d'application de la réaction $\vec{R}$ du support. Placer sur la figure le point I. En déduire la distance OI.

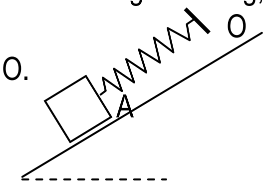


Exercice 31 :

1. Un ressort a une longueur à vide ℓ_0 = 10 cm. Lorsqu'on accroche à ce dernier une masse m égale 100 g, sa longueur devient ℓ = 15 cm. Quelle est la raideur du ressort ?
2. Ce ressort placé sur un plan incliné d'un angle $\alpha = 10^0$, est accroché à un point un fixe O. A l'autre extrémité libre A du ressort, on suspend un objet de masse m' = 2 kg.

2.1 Déterminer toutes les actions mécaniques exercées sur cet objet.

2.2 En déduire la longueur du ressort.



Exercice 32 :

1. Un ressort est accroché à un point fixe O, et en A un objet de masse m = 0,05 kg ; le ressort de longueur à vide ℓ_0 s'allonge d'une longueur $\Delta\ell = 0{,}6cm$.

   1.1 Donner les caractéristiques de la tension $\vec{T}$ exercée par le ressort au point A.

   1.2 En choisissant votre échelle judicieusement, représenter les forces $\vec{T}$ et $\vec{P}$.

2. Pour différentes valeurs de m, on mesure l'allongement $\Delta\ell = \ell - \ell_0$ du ressort et on détermine la norme de la tension $\vec{T}$ qu'il exerce en A. Les résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous :

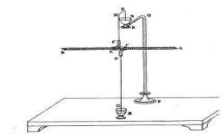
   2.1 Tracer la courbe T = f($\Delta\ell$). Echelle :{abscisse : 0,4 cm $\leftrightarrow$ 1 cm et ordonnée : 0,25 N $\leftrightarrow$ 1 cm}.

T(N)	1	1,5	2	2,5	3	3,5
$\Delta\ell = \ell - \ell_0$	1,2	1,8	2,4	3	3,6	4,2

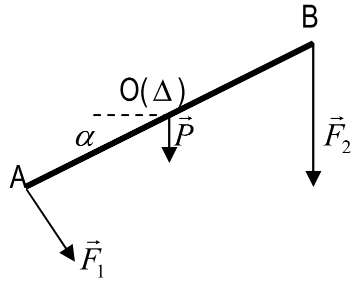
   2.2 Déduire du graphe la raideur K du ressort.

   2.3 Déterminer graphiquement la valeur de la tension du ressort quand son allongement est $\Delta\ell_1$ = 2,8 cm. On donne : g = 10 $N.kg^{-1}$.

EQUILIBRE D'UN SOLIDE MOBILE AUTOUR D'UN AXE



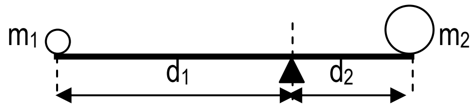
Exercice 1 :



1. Une tige homogène de longueur ℓ et de poids $\vec{P}$ est mobil autour d'un axe horizontal Δ perpendiculaire à cette tige en son milieu O. On applique à l'extrémité A une force $\vec{F_1}$ perpendiculaire à la tige et à l'extrémité B une force $\vec{F_2}$ verticale. Calculer les moments des forces exercées sur la tige par rapport à Δ. Données : ℓ = 10 cm. P = 1 N. ; F_1 = 2 N ; F_2 = 3 N; $\alpha = 30^0$.
2. Même question si l'axe de rotation passe au point B.

Exercice 2 :

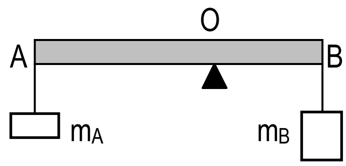
Une planche de la balançoire est en équilibre, horizontal, les pieds des enfants ne touchent pas le sol, les enfants sont assis aux extrémités de la planche. On néglige le poids de la planche devant les autres forces.



Calculer la longueur de la planche et la réaction du support. Données : m_1 = 40 kg ; m_2 = 60 kg ; d_1 = 3 m.

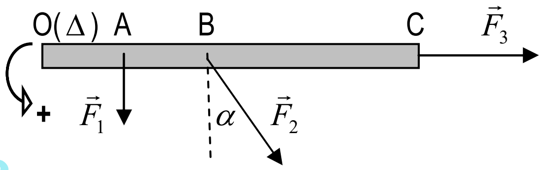
Exercice 3 :

Un barre AB de masse négligeable, de longueur ℓ = 1 m, repose sur un axe passant par O. On accroche au voisinage immédiat des points A et B les charges de masses m_A et m_B (OA = 75 cm et OB = 25 cm). Quelle doit être la valeur de m_B pour que la barre soit en équilibre sachant que m_A = 0,6 kg ?



Exercice 4 :

Sur une réglette horizontale, mobile autour d'un axe horizontal Δ passant par le point O, on exerce dans un même plan vertical trois forces d'intensité respective : F_1 = 17 N ; F_2 = 25 N ; F_3 23 N. On donne : OA = 16 cm ; OB = 37 cm ; OC = 60 cm ; $\alpha = 30^0$.

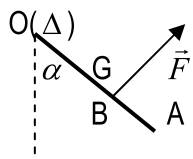


1. Calculer les valeurs algébriques des moments de ces trois forces par rapport à Δ.
2. Calculer leur somme par rapport à l'axe Δ. Conclure.

Exercice 5 :

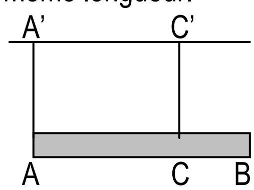
Une tige homogène OA, de masse m, de longueur ℓ, peut tourner, dans un plan vertical, autour d'un axe horizontal Δ passant par O. Un fil, accroché en un point B de la tige tel que $OB = \frac{2}{3}OA$, exerce sur la tige une force $\vec{F}$ qui lui est perpendiculaire ; la tige fait un angle α avec la verticale.

1. Déterminer la tension du fil.
2. Déterminer la réaction $\vec{R}$ du support en O. On donne : m = 2,5 kg et α =15⁰



Exercice 6 :

La barre AB ci-dessous, de masse m = 4 kg, est suspendue à l'aide de deux fils AA' et CC' de même longueur.



La barre est horizontale, en équilibre.
1. Faire le bilan des forces appliquées à la barre.
2. En appliquant le théorème des moments à la barre, par rapport à un axe imaginaire Δ passant par A, déterminer la tension du fil CC'.
3. Calculer de la même façon la tension du fil AA', en appliquant le théorème des moments à la barre, par rapport à un axe imaginaire Δ passant par C.

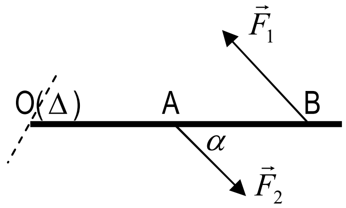
Exercice 7 :

$\vec{F}_1$ et $\vec{F}_2$ sont deux forces de direction parallèle mais de sens contraire, de même intensité égale à 30 N.

Elles agissent sur une barre qui peut tourner autour d'un axe (O,Δ) perpendiculaire à leur plan.

1. Calculer la somme algébrique des moments de ces forces par rapport à Δ.
2. Cette somme dépend-elle de la position de O par rapport à A et B ?

Application numérique : AB = 20 cm ; α = 45°.

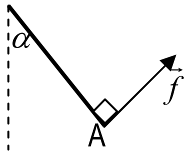


Exercice 8 :

Une tige OA, de longueur ℓ et de masse m, est mobile sans frottement dans un plan vertical autour d'un axe horizontal fixe Δ passant par O. On exerce une force $\vec{f}$ en A perpendiculaire à la tige (voir figure).

1. Déterminer la force $\vec{f}$ et la réaction $\vec{R}$ en O.
2. Même question dans le cas où $\vec{f}$ est appliquée perpendiculairement à la tige en son milieu.

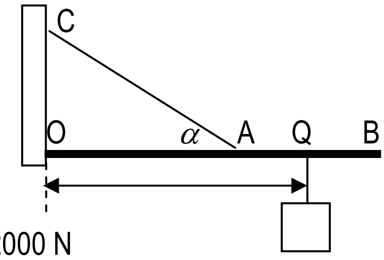
Données numériques : $\alpha = 30^0$; m = 200 g ; g=10N/kg.



Exercice 9:

Une barre OB, appuyée contre un mur en O, est maintenue horizontale grâce à un câble AC. Une charge P = 4000 N peut se déplacer le long de OB (voir figure). Dans tout le problème les poids du câble et de la barre sont négligeables. On donne : OA = 5 m ; AB = 1 m ; α = 30°.

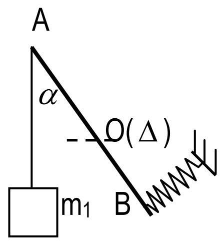
1. La charge P est accrochée en un point situé à une distance x de O.
Déterminer en fonction de x, la tension du câble et la réaction du mur en O.
On choisira un repère orthonormé d'axes Ox horizontal et Oy vertical.
2. La charge P est accrochée en B :
    2.1 Calculer la tension du câble et la réaction du mur.
    2.2 Retrouver graphiquement la valeur de la réaction. Echelle : 1 cm $\leftrightarrow$ 2000 N



Exercice 10 :

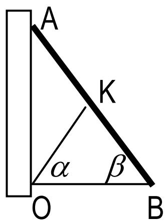
Une barre homogène AB de masse m = 25 kg, de longueur ℓ = 90 cm, est mobile autour d'un axe horizontal Δ passant par O tel que OA = 15 cm. Cette barre est maintenue en équilibre par la tension $\vec{T}$ d'un ressort et la tension $\vec{F}_1$ d'un fil tendu par le poids $\vec{P}_1$ d'une masse m_1 = 6,5 kg.

1. Calculer T sachant que la direction du ressort est perpendiculaire à la barre et que cette dernière est inclinée d'un angle $\alpha = 60^0$ par rapport à l'horizontale.
2. Déterminer l'intensité, la direction et le sens de la réaction $\vec{R}$ de l'axe Δ sur la barre graphiquement, puis par le calcul.



Exercice 11 :

Une barre homogène AB, de masse 3 kg, s'appuie contre un mur vertical et sur le sol. Une corde de masse négligeable relie un point O et un point K de la barre tel que $\alpha = 30^0$. La barre se maintient ainsi en faisant un angle $\beta = 60^0$ avec le sol. Déterminer la tension de corde OK et les réactions du mur et du sol sur la barre.

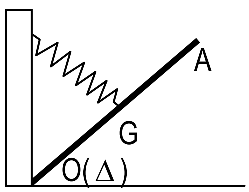


Exercice 12 :

Une barre OB de masse m = 3 kg est articulée autour de son extrémité O, ce qui la rend mobile autour d'un axe Δ passant par O.

Elle est maintenue en équilibre à l'aide d'un ressort de raideur k = 300 N.m^{-1} comme l'indique la figure.

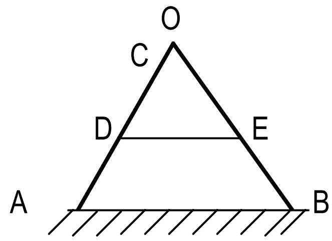
1. Représenter les forces extérieures appliquées à la barre.
2. En appliquant les conditions nécessaires d'équilibre à la barre, calculer la tension du ressort puis déterminer l'allongement du ressort.



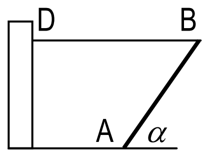
3. Déterminer l'intensité de la réaction de l'axe. Données: OB=2OG =1,2m; OC=0,8m; angle (CGO)=90° et g=10N/kg

Exercice 13 :

Une échelle double est constituée de 2 parties OA et OB homogènes, de masse M, accrochées l'une à l'autre en O.
Soit un homme de masse m situé en C sur l'échelle. En supposant qu'il n'y a pas de frottements et celle-ci est maintenue ouverte par une corde DE. Calculer les réactions R_A et R_B du sol.
Données : OA = OB = 2,5m; AC = 2 m; AB = 1m; M = 3 kg; m =70 kg; g = 10 N/kg.



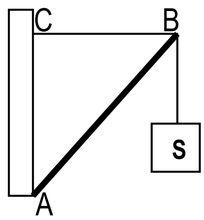
Exercice 14 :
Une barre homogène AB, de longueur ℓ = 60 cm et de poids P = 20 N peut tourner autour de son extrémité fixe A. Un fil horizontal fixé en B maintient la barre dans une position d'équilibre qui fait un angle $\alpha = 50^0$ avec l'horizontal (voir figure).
1. Représenter les forces s'exerçant sur la barre.



3. Déterminer, en projetant sur des axes bien choisis la condition d'équilibre, la réaction en A du sol sur la tige.
4. Donner les caractéristiques de la force subie par le mur en D.

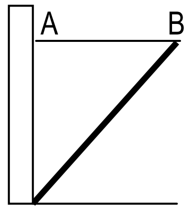
Exercice 15 :
Une barre homogène AB de poids P = 100 N est appuyée contre un mur en A et retenue en B par un câble BC de longueur 1 m. Le segment AC est vertical et mesure 1 m. On accroche en B une corde au bout de laquelle est suspendu un solide de poids P' = 450 N. On néglige le poids de la corde et celui du câble.

La barre peut tourner autour d'un axe horizontal passant par A.
1. Ecrire la condition d'équilibre de la barre AB. Déterminer la tension du câble.
2. Déterminer les caractéristiques de la réaction du mur en A (sa direction sera donnée par rapport à un axe horizontal).
3. Retrouver la valeur de la réaction en A par une méthode graphique.

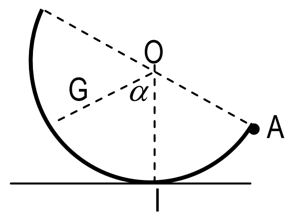


Exercice 16 :
Le pied d'une échelle OB est coincé entre le sol et un mur vertical comme l'indique la figure. Une corde AB horizontale fixée au mur en A, et à l'extrémité supérieure de l'échelle, le maintient en équilibre. L'échelle a une masse m et son centre de gravité G est à 6 m du point O. Un ouvrier de masse m_1 est assis sur l'échelle à 3 m du haut. La réaction $\vec{R}_0$ du mur en O fait un angle $\beta = 64{,}5^0$ avec l'horizontale.

1. Trouver la tension T de la corde et la réaction R_0 du mur en O.
2. Après son travail, l'ouvrier descend. Reprendre la figure et dessiner qualitativement toutes les forces s'exerçant sur l'échelle, lorsqu'il se trouve en G.
Données : AB = 9 m ; OB =15 m ; m_1 = 60 kg ; m = 40 kg



Exercice 17 :
Un petit cavalier de poids P_0 = 0,8 N est posé en A sur le bord d'une demi sphère creuse homogène de poids P = 4 N. Cette demi-sphère est en contact avec une table horizontale en un point I. Le centre d'inertie G de la demi-sphère est situé à 2/3 de son rayon à partir de O.
1. Déterminer la position du point de contact I en calculant l'angle α .
2. Déterminer la réaction du plan horizontal.



PHYSIQUE
OPTIQUE

P13
P14
P15

PROPAGATION RECTILIGNE DE LA LUMIERE
REFLEXION ET REFRACTION DE LA LUMIERE

Exercice 1 :
1. Calculer l'indice de réfraction d'un milieu dans lequel la lumière se propage à la vitesse V = 185 000 km.s^{-1}.
2. En comparant, sans calcul, es indices de réfraction n_1 = 1,5 pour le plexiglas et n_2 = 1,33 pour l'eau, dire lequel de ces milieux la lumière se propage avec la plus grande vitesse.
3. L'air a une indice de réfraction n = 1,000293.
   3.1 Calculer la vitesse de la lumière dans l'air (Donner le résultat avec cinq chiffres significatifs)
   3.2 Comparer cette vitesse à celle de la lumière dans le vide.
   3.3 Evaluer l'écart entre ces deux vitesses en pourcentage. Conclure.

Exercice 2 :
1. Sous quel diamètre apparent la Terre est-elle vue de la Lune et du Soleil ? On utilisera certaines donnée de l'exercice précédent auxquelles on ajoute le rayon de la Terre R_T = 6400 km. On indiquera les deux résultats en radians puis en minutes d'angle.
2. Quelle conclusion peut-on en tirer sachant que l'œil humain est capable de percevoir un diamètre apparent de 20 minutes d'angle ?

Exercice 3 :
Pour déterminer la hauteur H d'un arbre, on note qu'à un moment donné de la journée, son ombre a, sur le sol horizontal une longueur de 5,60 m et qu'au moment d'un piquet vertical de hauteur h = 1,50 m a, sur le sol horizontal une ombre de 2,50 m. Calculer H en expliquant la méthode utilisée.

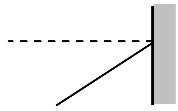
Exercice 4 :
Une bougie a une hauteur totale h = 10 cm. On la place verticalement sur une table devant l'ouverture d'une chambre noire de profondeur d = 20 cm. L'ouverture est à une hauteur de 5 cm au dessus du plan de la table.
1. A quelle distance minimale doit-on placer la bougie pour que l'image obtenue sur la plaque translucide ne dépasse pas les limites de celles-ci ; soit une hauteur de 10 cm ? Faire un schéma en prenant une échelle ½ ; soit un centimètre sur le dessin représente 2 cm.
2. On place la bougie à 30 cm devant l'ouverture de la chambre noire. Quelle est alors la taille de l'image de l'image sur la plaque translucide ?

Exercice 5 :
On appelle diamètre apparent d'un astre, l'angle sous lequel on voit cet astre. On obtient le diamètre apparent α (exprimé en radians) en divisant son diamètre d par a distance ℓ à la Terre. Sous quel diamètre la Lune et le Soleil sont-ils vus de la Terre ? $\alpha = \frac{d}{l}$. On indiquera les deux résultats en radians puis en minutes d'angle et on comparera le deux valeurs trouvées.
Données : Rayon de la Lune : 1740 km Distance Terre-Lune : 385 000 km. Rayon du Soleil : 700 000 km.
Distance Terre-Soleil : 150 millions de km

Exercice 6 :
1. Expliquer ce qu'est une éclipse totale de Lune ; faire un schéma.
2. En déduire le rayon R_L de la Lune en fonction du rayon R_T de la Terre, en partant de l'hypothèse que le Soleil est à l'infini.

Exercice 7 :

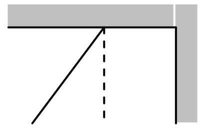
Un rayon lumineux SI vient frapper un miroir en I comme l'indique la figure ci-contre. Quelle est la valeur de l'angle d'incidence ? Tracer le rayon réfléchi.



Exercice 8 :

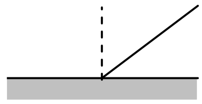
On dispose de deux miroirs M_1 et M_2 qui sont disposés à angle droit. Le rayon SI vient frapper le miroir M_1 sous une incidence de 20^0.

1. Tracer la marche du rayon réfléchi sur M_1 puis sur M_2.
2. Montrer que le rayon incident et le rayon réfléchi par M_2 sont parallèles quelque soit la valeur de l'angle d'incidence.



Exercice 9 :

Un fin pinceau lumineux tombe sur une surface Σ séparant deux milieux d'indice de réfraction n_1 = 1,2 et n_2 = 1,6. Représenter le rayon incident correspondant au rayon réfracté sur la figure.



Exercice 9 :

Un rayon lumineux pénètre dans du plexiglas d'indice n_1 = 1,5 et sort dans l'air d'indice n_2 = 2. On appelle i_1 l'angle d'incidence dans le plexiglas et i_2 l'angle de réfraction dans l'air.

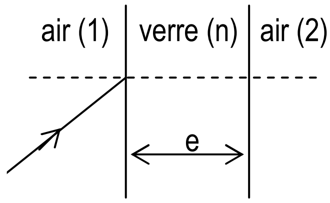
1. Compléter le tableau suivant :
2. Calculer la valeur de $i_{1_{Lim}}$ au-delà de la quelle il y'a réflexion totale.

i_1 (^{0})	0	10	20	30	40	50
i_2						

Exercice 10 :

Une vitre en verre d'indice n = 1,5 et d'épaisseur e = 1 cm, baignant dans l'air d'indice 1, est frappée en I par un rayon lumineux sous une incidence i = 10^0.

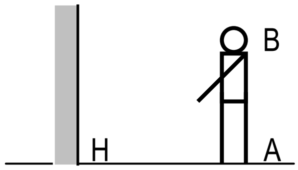
1. Tracer la marche du rayon transmis à travers la vitre sur un schéma à l'échelle 1.
2. Montrer que le rayon sortant est parallèle au rayon incident : Ce résultat est-il vrai pour toute valeur de i ou de e ?



Exercice 11 :

Un homme de taille AB = 1,90 m se regarde dans un miroir. Son œil (point O) est à AO = 1,70 m du sol. L'homme est distant du miroir de HA = 1,5 m.

1. Faire un schéma à l'échelle 1/20.
2. Tracer la positon de l'image A'O'B' de cet homme dans le miroir.
3. tracer les rayons venant de A et B et en entrant dans l'œil.
4. Déterminer graphiquement la longueur MM' de la portion utile de miroir et la position HM de la base de ce miroir pour que l'homme puisse se voir en entier.

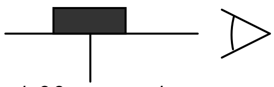


5. Refaire le schéma si HA = 3m. Les résultats de la question 4. Dépendent-ils de la valeur de HA ?

Exercice 12 :

On fait flotter sur l'eau un bouchon circulaire mince opaque de rayon R = 5 cm portant en son centre O une aiguille plongeant verticalement dans l'eau comme le montre le schéma ci- dessous.

Quel doit être la longueur maximale de l'aiguille AO pour qu'on ne puisse pas voir le



point A quand on regarde à la surface de l'eau. Données numériques : indice de l'eau n_{eau} =1,33 ; n_{air} = 1.

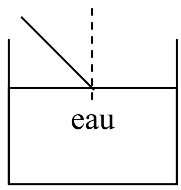
Exercice 13 :

Sur le fond d'une cuve est placé un miroir plan réfléchissant. La cuve contient de l'eau dont l'épaisseur est e. Un rayon lumineux arrive à la surface de l'eau sous l'angle d'incidence i.

1. Représenter le trajet du rayon lumineux.
2. Quelle est la distance entre le point d'incidence I et le point d'émergence E ?

On donne : e = 20 cm ; n_{eau} = 1,33.

3. Même question si, au dessus de la couche d'eau se trouve une couche de benzène d'épaisseur e' = 4 cm et l'indice de réfraction $n_{benzène}$ = 1,5.



CHIMIE

C$_1$

MELANGES ET CORPS PURS

Exercice 1 :
Avec quels sens (ouïe, vue, odorat, toucher et gout) peut-on reconnaitre : - de l'eau ? - du sucre ? - de la graisse ? du vinaigre ?
Pourquoi au laboratoire de chimie est-il généralement interdit d'utiliser le gout, l'odorat ou le toucher ?

Exercice 2 :
Définir en deux lignes au maximum, les termes suivants, appliqués à l'eau : filtrat; électrolyse ; solution ; soluté.

Exercice 4 :
1. Par quelles opérations de préparation passeriez-vous d'une eau boueuse et salée :
- à l'eau limpide et salée ? - à l'eau limpide et non salée ? - à l'eau pure ?
2. Classer les corps purs suivants en corps purs simples et en corps purs composés : eau ; dihydrogène, dioxygène, gaz carbonique, ozone, saccharose, butane, métal argent, ammoniac.

Exercice 5 :
1. On place dans un eudiometre 20 cm^3 de dihydrogene et 6 cm^3 de dioxygene. Apres passage de l'etincelle et refroidissement, que contient l'eudiometre ?
2. Un eudiometre contient 20 cm^3 d'air et 15 cm^3 de dihydrogene. Quelle sont la nature et la composition en volume du residu gazeux apres passage de l'etincelle ?

Exercice 6 :
Quel est le volume d'eau de mer nécessaire pour obtenir une tonne de sel, sachant que la masse volumique de cette eau est 1,025 g/cm^3 et que 1 kg de sel pur est donné par 40 kg d'eau de mer ?

Exercice 7 :
Quels sont les volumes de dioxygène et de dihydrogène que l'on peut obtenir en décomposant 1 kg d'eau ?

Exercice 8 :
Compléter les phrases suivantes en remplissant les pointilles :
1. Pour obtenir de l'eau limpide et salée à partir d'une eau boueuse et salée, on procède par …………………… puis par …………………….. L'eau ainsi obtenue est un mélange ………………… A partir de ce mélange, on peut obtenir de l'eau limpide et non salée en procédant par ……………………..
2. Les états physiques de la matière sont …………………… Le passage d'un état à un autre est appelé ………………………..
3. Au cours de l'électrolyse de l'eau, le gaz recueilli à l'anode est le …………………. Le volume de ce gaz est …………………….. du volume de gaz recueilli à la cathode.

Exercice 9 :
Le chimiste français BERTHELOT a écrit : « Non seulement la Chimie crée des phénomènes mais elle a la puissance de refaire ce qu'elle a défait ». Expliquer cette phrase. Prendre des exemples dans l'étude de l'air et de l'eau.

C2	ELEMENTS - ATOMES CLASSIFICATION PERIOIQUE DES ELEMENTS

<u>Exercice 1 :</u>
Combien d'atomes d'or pourrait-on « aligner » sur une longueur de 1,00 m sachant que le rayon d'un atome d'or est estimé à 144 pm ? On donne : 1 pm = 10^{-12} m.

<u>Exercice 2 :</u>
Une masse de 200 g de noix contient en moyenne les éléments suivants :

symbole de l'élément	K	P	S	Mg	Ca	Cl	Na	Fe	Mn	Cu
teneur en mg / 200 g	900	760	292	268	198	46	8	6,2	3,6	0,62

<u>1.</u> Nommer chacun de ces dix éléments.
<u>2.</u> Calculer les pourcentages en masse des cinq éléments les plus abondants.

<u>Exercice 3 :</u>
Déterminer le nombre de particules constitutives des atomes suivants : ${}^{4}_{2}He$; ${}^{12}_{6}C$; ${}^{27}_{13}Al$; ${}^{238}_{92}U$ et ${}^{200}_{82}Hg$
Déterminer la composition des ions suivants : ${}^{37}_{17}Cl^-$; ${}^{1}_{1}H^+$; ${}^{64}_{29}Cu^{2+}$

<u>Exercice 4 :</u>
Soient les nucléides caractérisés par les couples (Z, A) suivants : (9, 19) ; (26, 54) ; (12, 24) ; (12, 26) ; (3, 7).
Les répartir par élément. Identifier les éléments concernés par leur symbole et leur nom.

<u>Exercice 5 :</u>
<u>1.</u> Un ion monoatomique X^{2+} possède 10 électrons. Quel est le nombre de protons de cet ion? Déterminer la structure électronique de l'atome qui a donné naissance à cet ion. De quel élément s'agit-il ?
<u>2.</u> Même question pour un ion monoatomique X^{3+} qui possède 10 électrons.

<u>Exercice 6 :</u>
Compléter le tableau suivant :

élément		Z	A	nombre d'électrons	nombre de protons	nombre de neutrons	nombre de nucléons	charge globale
symbole	nom							
				29	29		63	
Br						44		
${}^{16}_{8}O^{2-}$								
Ag							108	
	oxygène							
		6	12					
	ion fluorure							- e
				23		30		+ 3 e

<u>Exercice 7 :</u>
Un atome d'étain, de symbole Sn possède 120 nucléons. La charge de son noyau est 8.10^{-18}C.
<u>1.</u> Quel est son numéro atomique Z ?
<u>2.</u> Quels sont le nombre de neutrons et le nombre d'électrons d'un atome d'étain ? En déduire la représentation symbolique de son noyau.
<u>3.</u> Calculer la masse d'un atome d'étain.
<u>4.</u> Calculer le nombre d'atomes présents dans un échantillon d'étain de masse m = 20 g.
On donne : $m_p = m_n = 1,67.10^{-27}$ kg ; $m_e = 9,1.10^{-31}$ kg et $e = 1,6.10^{-19}$ C

Exercice 8:

On considère un atome de mercure $^{200}_{82}Hg$

1. Montrer que la masse de cet atome est pratiquement égale à la masse de son noyau.
2. Combien d'atomes contient une goutte de mercure ?

Données : volume d'une goutte de mercure v = 0,05 mL ; masse volumique du mercure $\rho_{Hg} = 13{,}6 g/cm^3$

Exercice 9:

1. La représentation d'un noyau de fer est $^{56}_{26}Fe$. Déterminer la composition de son noyau. Calculer la masse d'un noyau de fer. On donne : $m_p = 1{,}672.10^{-27}$ kg ; $m_n = 1{,}674.10^{-27}$ kg.
3. Quel est le nombre d'atomes de fer contenu dans un objet en fer de masse 5 grammes ?

Exercice 10 :

1. Le noyau d'un atome d'aluminium a le symbole suivant $^{27}_{13}Al$. Que représentent les nombres 13 et 27. En déduire la composition de ce noyau. Quel est le nom de l'élément correspondant ?
2. Calculer la masse du noyau d'un atome d'aluminium.
3. La masse volumique du métal aluminium est de $2{,}7.10^3$ kg. On admettra que la masse que la masse d'un atome de $^{27}_{13}Al$ est égale à la masse de son noyau, calculer le nombre d'atome d'aluminium contenus dans un cube de 1,0 cm de coté. On donne : $m_p = 1{,}672.10^{-27}$ kg ; $m_n = 1{,}674.10^{-27}$ kg ; $m_e = 9{,}1.10^{-31}$ kg

Exercice 11 :

1. Calculer la masse m_{at} d'un atome d'uranium dont le noyau est représenté $^{238}_{92}U$.
2. Calculer le rapport $\frac{\Sigma m_e^{'}}{m_{at}}$ où $\Sigma m_e^{'}$ désigne la somme des masses des électrons.
3. On appelle erreur relative portant sur une mesure ou un calcul, le quotient : $\left|\frac{\Delta v}{v_e}\right|$ avec (Δv : valeur exacte – valeur approchée) et (v_e : valeur exacte).
   3.1 Quelle erreur commet-on en confondant m_{at} à celle du noyau ?
   3.2 En conclusion, peut-on confondre la masse d'un atome avec celle de son noyau ?

Exercice 12 :

1. Est-il nécessaire de connaitre A pour déterminer la structure électronique d'un atome ? Justifier.
2. Donner la répartition électronique pour les atomes et ions suivants : $_2He$; $_6C$; $_8O$; $_{10}Ne$; $_{12}Mg$; $^{27}_{13}Al$; $_{14}Si$; $_{15}P$; $_{16}S$; $_6C$; $^1_1H^+$; $_8O^{2-}$; $^{37}_{17}Cl^-$; Al^{3+}.
3. Quels sont les éléments dont les formules électroniques sont : K^2L^4 ; K^2L^6 ; $K^2L^8M^2$.

Exercice 13 :

1. L'azote et le phosphore ont pour formules électroniques respectives : K^2L^5 et $K^2L^8M^5$.
   1.1 Quelles sont les valeurs des nombres de charges Z de chacun de ces éléments ?
   1.2 Donner la structure électronique des atomes d'azote et de phosphore en représentant.
   1.3 Que peut-on dire des couches électroniques externes de ces atomes ?
   1.4 Que pensez-vous de leurs propriétés chimiques ?
2. Quelle est la formule électronique de l'atome dont l'élément se trouve à l'intersection de la troisième ligne et de la quatrième colonne du tableau de classification périodique simplifiée des éléments. Justifier.

Exercice 14 :

1. Un atome a pour formule électronique K^2L^6.
   1.1 Quelle est la place de l'élément correspondant dans le tableau de la classification périodique simplifiée ?
   1.2 Quel est le numéro atomique de cet élément ? En déduire son nom.
2. Déterminer la formule électronique de l'élément qui se trouve au dessous de celui étudié au 1 ?

Exercice 15 :
Soit un anion X^{2-} possédant deux charges élémentaires et 8 neutrons. L'atome correspondant à cet ion appartient à la deuxième période.
1. Donner la formule électronique de cet atome et celle de l'ion.
2. Donner la composition de l'ion et celle de l'atome.
3. Identifier cet ion et l'atome correspondant et donner son nom.

Exercice 16 :
1. Identifier l'élément X dont l'anion X^{2-} a pour formule électronique K^2L^8.
2. Identifier l'élément Y dont la couche électronique externe est L et dont la représentation de Lewis est $\underset{\bullet}{\bullet\overline{Y}\bullet}$
3. Identifier l'élément dont l'atome a le même d'électron que l'ion calcium et l'ion chlorure. Donner sa représentation $^{A}_{Z}X$ sachant que son nombre de protons est égal à son nombre de neutrons.

Exercice 17 :
On donne les numéros atomiques Z des éléments suivants : Argon : Ar (Z = 18) ; Soufre : S (Z = 16) ; Oxygène : O (Z = 8) ; Aluminium : Al (Z = 13).
1. Donner la formule électronique de l'atome de chacun de ces éléments.
2. Donner leurs formules électroniques.
3. Indiquer la place dans le tableau de classification périodique de chacun de ces éléments.

Exercice 18 :
Soit un anion X^{2-} possédant deux charges élémentaires et 8 neutrons. L'atome correspondant à cet ion appartient à la deuxième période.
1. Donner la formule électronique de cet atome et celle de l'ion. Donner la composition de l'ion et celle de l'atome.
2. Identifier cet ion et l'atome correspondant et donner son nom.

Exercice 19 :
1. On considère les ions suivants : X^- (Z = 9) et Y^{3+} (Z = 13). Ces ions sont obtenus à partir des atomes des éléments dont les symboles sont X et Y.
    1.1 Donner la formule électronique de chaque ion.
    1.2 Quelle est la place de chacun de ces éléments dans la classification périodique.
2. Sachant que X est l'élément fluor et Y l'élément aluminium, donner la formule de l'ion fluorure X^- et de l'ion aluminium Y^{3+} et en déduire la formule statistique du fluorure d'aluminium.
3. Le fluor et l'aluminium ont respectivement pour nombre de masse A = 19 et A' = 27.
    3.1 Donner la représentation symbolique de leurs noyaux.
    3.2 Calculer la masse d'un atome d'aluminium.

Exercice 20 :
1. Deux atomes ont chacun 14 neutrons. Le premier a 13 protons et 13 électrons et le second 14 protons et 14 électrons. Sont-ils isotopes d'un même élément ? Justifier votre réponse.
2. On considère les couples (Z, A) suivants : (3 ; 7), (14 ; 28), (7 ; 14), (20 ; 40), (14 ; 29), (14 ; 30), (7 ; 15), (18 ; 40). Distinguer les différents représentés et leurs isotopes.

Exercice 21 :
L'oxygène naturel contient trois isotopes : l'oxygène 16, l'oxygène 17, l'oxygène 18. Ecrire le symbole de ces isotopes. Donner la structure de leurs atomes.

Exercice 22 :
1. L'uranium est un élément chimique qui peut exister sous forme de deux isotopes : l'uranium 235 noté $^{235}_{92}U$ et l'uranium 238 noté $^{238}_{92}U$. Qu'appelle-t-on isotopes d'un élément ?
2. L'uranium 235 constitue l'isotope utilisé dans les centrales nucléaires. Donner la signification des 235 et 92.
3. Calculer la masse d'un atome d'uranium 235.

Exercice 23 :

1. L'oxygène naturel contient trois isotopes : ${}^{16}_{8}O$; ${}^{17}_{8}O$; ${}^{18}_{8}O$

   1.1 Quelle est la particularité de ces isotopes?

   1.2 Pourquoi peut-on considérer qu'il s'agit du même élément?

2. L'isotope le plus abondant de l'oxygène est l'oxygène 16 noté ${}^{16}_{8}O$.

   2.1 Etablir la formule électronique de son atome.

   2.2 Combien d'électrons a-t-il sur sa couche externe ? En déduire sa représentation de Lewis.

   2.3 Préciser la formule de l'ion qu'un atome de ${}^{16}_{8}O$ peut donner.

3. L'élément soufre, de symbole S, appartient à la même colonne que ${}^{16}_{8}O$. En déduire la formule électronique du soufre sachant que sa couche externe est la couche M.

Exercice 24 :

1. On considère la représentation symbolique ${}^{33}_{16}S$.

   1.1 Quel est l'élément chimique ainsi symbolisé ?

   1.2 Cette représentation est-elle celle d'un noyau, d'un atome ou d'un ion ?

   1.3 Que représente le couple de valeurs (33 ; 16) ?

2. On donne les sept représentations suivantes : ${}^{30}_{14}Si$; ${}^{32}_{14}Si$; ${}^{40}_{20}Ca$; ${}^{30}_{19}Si$; ${}^{32}_{16}S$; ${}^{37}_{17}Cl$; ${}^{27}_{13}Al$

   2.1 Expliquer ce que signifie isotope. Parmi les sept représentations, indiquer celle(s) qui est (sont) isotope(s) de ${}^{33}_{16}S$ .Indiquer ensuite, s'il y en a, celles qui sont isotopes entre elles.

   2.2 Quels sont celles correspondant à des noyaux ayant la même masse que ${}^{33}_{16}S$.

Exercice 25 :

1. L'hélium et le néon sont deux éléments qui sont à la dernière colonne du tableau de classification périodique :

   - à quelle famille appartiennent-t-ils ?
   - quelle est la caractéristique commune de leur couche externe ?

2. Identifier les éléments suivants :

   - l'élément X de la deuxième période de la classification périodique dont l'atome donne l'anion X^{2-} ;
   - l'élément Y dont l'anion Y^{-} a pour formule électronique K^2L^8 ;
   - l'élément dont un atome a pour formule électronique $K^2L^8M^1$.
   - l'élément Z de la seconde période de la classification périodique dont le schéma de Lewis est $\bullet\dot{\underline{Z}}\bullet$

Exercice 26 :

Un atome d'un élément chimique a un noyau représenté par ${}^{A}_{9}X$ et contient 19 nucléons.

1. Déterminer sa composition.

2 Déterminer sa formule électronique. A quelles colonne et période du tableau de la classification périodique simplifiée appartient cet élément ? Justifier.

3. Combien d'électrons a-t-il tendance à perdre ou à gagner pour acquérir une stabilité d'un gaz noble ? Quelle sera alors sa charge électrique ?

4. Calculer la masse du noyau d'un atome de cet élément.

5. Déterminer le pourcentage en masse du noyau de cet élément (on donnera le résultat avec trois chiffres significatifs). Conclure. De quel élément s'agit-il ?

Exercice 27 :

Le noyau d'un élément de symbole X, est représenté par ${}^{13}_{6}X$.

1. Quel est le nom de l'élément ? A quelle période appartient-il ? Combien de protons, de neutrons et d'électrons cet atome comporte-t-il ?

2. Quels sont les noms des éléments respectivement situés : - à sa gauche, à sa droite, au dessous de lui dans la classification périodique des éléments. Représenter leurs schémas de Lewis.

Exercice 1 :
On considère les éléments de numéro atomique 1, 7, 9 et 17.
1. Placer ces éléments dans la classification périodique et en déduire le nombre d'électron externes des atomes correspondants.
2. Vérifier les résultats du 1. en établissant la formule électronique de ces atomes. Quelle est leur valence.

Exercice 2 :
Soient trois éléments inconnus X, Y et Z. Les schémas de Lewis des atomes correspondants sont : $\dot{\underset{\cdot}{X}}$; $|\overline{\underline{Y}}|$; $\dot{Z}$
1. Les éléments X et Z appartiennent à la deuxième ligne et Y appartient à la troisième ligne de la classification périodique. Donner les nombres de charge de X, Y et Z.
2. Identifier ces éléments.

Exercice 3 :
Donner le nombre d'atomes pour pour chacune des molécules dont les formules suivent : H_2S ; NH_3 ; C_3H_8 ; $C_2H_4O_2$; $C_3H_6O_2$; CH_2O_2; $C_2H_4O_2$; CH_3CN; $CO(CH_3)_2$; $N(CH_3)_3$.

Exercice 4 :
Soient les représentations symboliques $^{1}_{1}H$; $^{12}_{6}C$; $^{14}_{7}N$; $^{16}_{8}O$; $^{32}_{16}S$; $^{35}_{17}Cl$
1. Donner la représentation de Lewis de chacun des éléments correspondants.
2. En déduire la représentation de Lewis de chacune des molécules suivantes : C_3H_8 ; $COCl_2$; CS_2 ; $CO(NH_2)_2$.

Exercice 5 :
1. Donner le schéma de Lewis des éléments suivants : H; C; N; O.
2. Donner la formule développée pour chacun des composés suivants : CH_4O; C_3H_6O ; N_2H_4 ; C_3H_6 ; C_2H_4O et N_2H_2
3. Donner une représentation de Lewis de chacune des molécules suivantes : $CO(NH_2)_2$; C_3H_7NO; C_3H_3N; $N(CH_3)_3$.

Exercice 6 :
On considère les composés de formules brutes : H_2S ; NH_3 ; $C_2H_4O_2$ et $C_3H_6O_2$; CH_2O_2; $C_2H_4O_2$; CH_3CN; $CO(CH_3)_2$.
Enoncer la règle de l'octet et établir une formule développée de chacune de ces molécules.

Exercice 7 :
Quel type d'ion l'élément oxygène, de numéro atomique Z = 8, donne-t-il ? En déduire les charges des cations dans les composés ioniques suivants : K_2O; FeO; Fe_2O_3; MgO; Al_2O_3.

Exercice 8 :
1. Donner la formule électronique de l'atome de carbone dont le nombre de charge du carbone est Z = 6.
2. Qu'est-ce que la représentation de Lewis d'un atome ? Donner la représentation de Lewis du carbone. Quel renseignement en tirez-vous ?
3. Quelle est la quantité de matière (en mol) dans 4,8 g de carbone pur ? Quelle masse de carbone faut-il prendre pour disposer de 2,75 mol de ce corps ?
4. Calculer, en kilogramme, la masse d'un atome de carbone.

Exercice 9 :
Les métaux calcium et sodium brûlent dans le dioxygène de l'air. Les oxydes métalliques qui se forment ont une structure ionique.
1. Les atomes de ces éléments sont symbolisés par $_{8}O$ et $_{11}Na$. En déduire leurs structures électroniques externes
2. Quels ions obtient-on à partir de l'atome d'oxygène et de l'atome de calcium ? En déduire les formules de l'oxyde de calcium et de l'oxyde de sodium.

Exercice 10 :

1. Donner les formules statistiques des composés ioniques dont les noms suivent :

2. Le constituant majoritaire de l'émail des dents est l'hydroxyapatite. Sa formule est du type $Ca_x(PO_4)_yOH$. Déterminer x et y

Exercice 11 :

Donner la formule statistique de chacun des composés ioniques dont les noms suivent :

- nitrate d'aluminium ; - phosphate de sodium ; - dichromate de potassium - sulfate de calcium
– chlorure de fer III ; – nitrate d'aluminium ; – permanganate de potassium.

On donne les formules des ions : SO_4^{2-} (sulfate) ; Ca^{2+} (calcium) ; Cl^- (chlorure) ; Fe^{3+} (fer III) ; NO_3^- (nitrate) ; Al^{3+} (aluminium) ; MnO_4^- (permanganate) ; K^+ (potassium) ; PO_4^{3-} (phosphate) ; Na^+ (sodium) ; $Cr_2O_7^{2-}$ (dichromate)

Exercice 12 :

1. Le chlorure de magnésium a pour formule $MgCl_2$. A-t-il une structure moléculaire ? Justifier votre réponse.

2. Donner la formule statistique des composés ioniques formés à partir des ions suivants et les nommer : {Na^+ et PO_4^{3-}} ; {Al^{3+} et SO_4^{2-}} ; {$Cu^{2+} et NO_3^-$} ; {$Fe^{3+} et SO_4^{2-}$}.

On donne les noms des ions : Na^+ : ion sodium ; PO_4^{3-} : ion phosphate ; Cu^{2+} : ion cuivre (II) ; SO_4^{2-} : ion sulfate ; Fe^{3+} : ion fer (III) ; NO_3^- : ion nitrate.

Exercice 13 :

On donne les éléments suivants et les numéros atomiques correspondants : ${}_9F$; ${}_{11}Na$; ${}_{12}Mg$

1. Pour chaque élément, écrire la formule électronique et donner le schéma de Lewis.
2. Donner le nom à laquelle appartient chacun de ces éléments.
3. Quels ions ces atomes ont-ils tendance à donner ?
4. Calculer la masse en kilogramme de l'ion fluorure. Y a-t-il une grande différence entre la masse de l'ion fluorure et de l'atome de fluor ? Pourquoi ?
5. Combien y a-t-il d'atomes de fluor dans 4,5 g d'un échantillon de fluor.

Exercice 14 :

On considère les éléments chimiques dont les représentations sont : ${}_1^1H$; ${}_9^{19}F$; ${}_{13}^{27}Al$

1. Donner la composition de leurs noyaux.
2. Déterminer la formule électronique de chacun de ces éléments. En déduire leur place dans la classification périodique simplifiée.
3. Enoncer la règle de l'octet. En déduire la formule de l'ion fluorure et de l'ion aluminium. Le fluorure d'aluminium est un composé ionique ; déterminer sa formule statistique.
4. L'aluminium peut-il former une liaison covalente, telles qu'on les a définies, avec d'autres éléments ? Justifier la réponse.
5. Quelle est la formule de la molécule de fluorure d'hydrogène ? Donner sa représentation de Lewis.
6. Donner la représentation de Lewis du chlorure d'aluminium. La règle de l'octet est-elle vérifiée pour l'aluminium ?

Exercice 15 :

1. On considère l'élément soufre de symbole S, de nombre de charge Z = 16 et de masse atomique M = 32 $g.mol^{-1}$.
   - 1.1 Quels sont les nombres de protons, de neutrons et d'électrons dans un atome de soufre de nombre de masse A = 32 ?
   - 1.2 Calculer la masse d'un atome de soufre.
   - 1.3 Donner la formule électronique de l'atome de soufre. Quelle est sa représentation de Lewis ?
2. Etude de quelques composés du soufre. Le sulfure d'hydrogène est formé de soufre et d'hydrogène.
   - 2.1 Quelle est sa formule ? Donner la représentation de Lewis de sa molécule.
   - 2.2 Quelle est la masse d'une molécule de sulfure d'hydrogène ?

MOLES – GRANDEURS MOLAIRES

Exercice 1 :
1. Combien y a-t-il de charges électriques élémentaires dans 0,5 mol d'ions cuivre (II) ?
2. Calculer la charge électrique portée par 3.10^{-2} mol d'ions cuivre (II). On donne : $e = 1,6.10^{-19}$ C.

Exercice 2:
1. Le glucose, l'ammoniac, le sulfate d'aluminium et l'hydrazine ont respectivement pour formule $C_6H_{12}O_6$, NH_3, $Al_2(SO_4)_3$ et N_2H_2. Calculer la masse molaire moléculaire et la masse d'une molécule pour chacun de ces composés.
2. Même question pour les composés de formules $C_3H_5O_9N_3$ et $(NH_4)_4Fe(SO_4)_2, 6H_2O$.

Exercice 3 :
1. Quelle masse de chacune de ces substances faut-il peser pour obtenir 0,1 mol de dihydrogène ; 0,05 mol de dichlore et 0,15 mol de chlorure d'hydrogène ?
2. Calculer le nombre de moles contenues dans 5 g de dioxyde de carbone, 1 L d'eau et dans 3,4 g d'un morceau de craie constituée du composé de formule $CaCO_3$.

Exercice 4 :
On veut comparer deux échantillons de même masse, l'un de cuivre et l'autre d'aluminium. La quantité de matière contenue dans l'échantillon de cuivre est de 0,40 mol.
1. Quelle est la masse de l'échantillon d'aluminium ?
2. Quelle est la quantité de matière contenue dans l'échantillon d'aluminium ?

Exercice 5 :
L'acide sulfurique, de formule H_2SO_4, a pour masse volumique $\rho = 1,8$ $g.mL^{-1}$. Déterminer le nombre de moles d'acide sulfurique contenues dans un volume $v = 3$ cm^3.

Exercice 6 :
Les questions de cet exercice sont indépendantes.
1. L'aspirine a pour formule $C_9H_8O_4$. Calculer la quantité d'aspirine (en mol) contenue dans un comprimé d'aspirine simple de masse 500 mg.
2. La formule du cholestérol est $C_{27}H_{46}O$. Le résultat d'une analyse sanguine est de 6,5 $mmol.L^{-1}$. Exprimer le résultat de cette analyse en $g.L^{-1}$.
3. La nitroglycérine est un explosif de formule $C_3H_5O_9N_3$. Déterminer sa masse molaire moléculaire. Etablir sa composition centésimale massique de chacun des éléments présents dans cette molécule.

Exercice 7 :
1. Calculer sa masse molaire moléculaire de l'urée qui a pour formule $CO(NH_2)_2$
2. Calculer le pourcentage en masse des éléments qui composent la molécule d'urée.
3. Donner le schéma de Lewis de chacun des éléments suivants H, C, N, O de numéros atomiques respectifs 1, 6, 7,8. En déduire la représentation de Lewis de l'urée

Exercice 8 :
L'analyse d'un composé organique A montre que sa composition centésimale massique est la suivante : C : 21,1% ; H : 6,6% ; N : 46,4% ; O : 26,9%. Certaines méthodes physiques permettent de connaître une valeur approchée de sa masse molaire qui est égale à 60 $g.mol^{-1}$.
1. Déterminer la formule brute de A.
2. Donner la structure de Lewis du composé A dans les cas suivants :
   - 2.1 L'atome d'oxygène est lié à un atome d'azote et à un atome de carbone.
   - 2.2 L'atome d'oxygène est lié à un atome d'azote et à un atome d'hydrogène.
   - 2.3 L'atome d'oxygène est lié à un atome d'hydrogène et à un atome de carbone.

NB : Dans tous les cas il existe une liaison covalente multiple entre les atomes d'azote dans la molécule A.

Exercice 9 :
Une molécule comporte seulement du carbone, de l'hydrogène et de l'azote. Les pourcentages massiques de carbone et de l'hydrogène sont : C : 70,6% et H : 2%. Sachant que la molécule ne comporte qu'un seul atome d'hydrogène, déterminer sa formule brute et établir sa formule développée.

Exercice 10 :
1. Un atome a pour formule électronique K^2L^6.
   1.1 Quelle est la place de l'élément correspondant dans le tableau de la classification périodique simplifiée ?
   1.2 Quel est le numéro atomique de cet élément ? En déduire son nom.
2. Déterminer la formule électronique de l'élément qui se trouve au dessous de celui étudié au 1 ?
3. Un composé ne contenant que du soufre et de l'oxygène a pour masse molaire 64 $g.mol^{-1}$. Il contient la même masse de soufre et d'oxygène. Quelle est sa formule brute ?

Exercice 11 :
L'analyse élémentaire de la caféine donne les pourcentages massiques suivants : C : 32,8% ; H : 6,8% ; O : 22%. La caféine contient en outre de l'azote.
1. Déterminer la formule brute de la caféine.
2. Parmi les formules développées correspondant à la formule brute trouvée, donner celle dans laquelle :
- chaque atome de carbone est lié à un atome d'azote par une liaison simple ;
- il existe deux atomes de carbones doublement liés à deux atomes d'oxygène.

Exercice 12 :
Un composé organique gazeux A, essentiellement formé de carbone, d'hydrogène et d'oxygène, a pour composition centésimale massique suivante : C : 62,07% ; H : 10,34%. Par ailleurs, la molécule de A ne comporte qu'un atome d'oxygène.
1. Calculer le pourcentage massique de l'oxygène ; en déduire la masse molaire de A ainsi que sa densité de vapeur.
2. Déterminer la formule brute de A et proposer une formule développée de A.

Exercice 3 :
1. Déterminer la formule brute de chacun des composés suivant :
   1.1 l'aspirine dont la molécule contient huit atomes d'hydrogène et a pour composition centésimale massique : carbone : 60% ; oxygène ; 35,56%.
   1.2 un composé organique de masse molaire M = 42 $g.mol^{-1}$ ne contenant que les éléments carbone et hydrogène dont l'analyse d'un de ses échantillons montre qu'il renferme en masse six fois plus de carbone que d'hydrogène.
2. Calculer la masse d'une molécule chacun des composés du 1. On donne $N = 6{,}02.10^{23}\ mol^{-1}$

Exercice 13 :
Les dissolvants pour vernis à ongle, vendus en parfumerie et en pharmacie, sont souvent à base de propanone. On se propose d'établir la formule de la propanone sachant que :
- la propanone ne contient que les éléments carbone, hydrogène et oxygène ;
- l'analyse d'un échantillon de propanone fournit : $m_C = 6\ m_H$ et $m_C = 2{,}25\ m_O$ avec m_C ; m_H et m_O les masse de carbone, d'hydrogène et d'oxygène présentes dans l'échantillon;
- la molécule de propanone ne possède qu'un seul atome d'oxygène.
1. Etablir la formule de la propanone et calculer sa masse molaire.
2. Calculer le nombre de moles contenues dans un litre de propanone.
On donne en g/mol : H : 1 ; C : 12 ; O : 16 - la masse volumique de la propanone est $8.10^2\ kg/m^3$

Exercice 14 :
L'élément lithium à l'état naturel est formé par un mélange de deux nucléides dont les pourcentages atomiques sont les suivants : 7,4% de $^{6}_{3}Li$ et 92,6% de $^{7}_{3}Li$. Sachant que les masses d'une mole d'atomes de ces nucléides sont respectivement 6,0137 g et 7,0144 g ; calculer la masse molaire atomique de l'élément lithium naturel.

Exercice 15 :
Le chlore possède deux isotopes naturels dont les abondances isotopiques sont de 75,8% de ^{35}Cl et 24,2% de ^{37}Cl. Calculer sa masse molaire atomique.

Exercice 16 :
1. Un corps A a pour formule CH_xCl_y ; les nombres x et y sont des entiers non nul.
   1.1 L'analyse montre qu'un échantillon de 500 mg de A contient 70,5 mg de carbone. En déduire la valeur de la masse molaire de A.
   1.2 Trouver est la formule de A.
2. Donner la représentation de Lewis du dichlorométhane de formule CH_2Cl_2.

Exercice 17 :
Le phosgène est un composé gazeux toxique, de formule $COCl_2$.
1. Calculer, dans les CNTP, le volume v occupé par une masse m = 68 g de phosgène.
2. En déduire le nombre de mole de molécules de phosgène contenu dans v.
On donne, en $g.mol^{-1}$, les masse molaires atomique (H : 1 ; C : 12 ; N : 14 ; O : 16 ;S : 32 ; Cl : 35,5 ; Fe : 56) et le nombre d'Avogadro $N = 6{,}02.10^{23}\ mol^{-1}$

Exercice 18 :
1. Après avoir donner la signification de la constante d'Avogadro, énoncer la loi d'Avogadro Ampère.
2. Déterminer la densité d'un gaz par rapport à l'air dont la masse volumique mesurée dans les conditions normales est $\rho = 2{,}85\ g.L^{-1}$

Exercice 19 :
Un ballon à vide a une masse de 54,60 g. Si le ballon est rempli de dioxygène, sa masse devient 54,78 g ; s'il est rempli d'un autre gaz dans les mêmes conditions de température et de pression, sa masse est de 55,05 g.
En déduire, parmi les composés suivants, celui qui correspond au gaz contenu dans le ballon : CO ; SO_2 ; CO_2 ; SO_3.

Exercice 20 :
On considérera que le volume molaire gazeux vaut $V_m = 25\ L.mol^{-1}$. Un flacon de volume V = 0,75 L, contient une masse m = 1,32 g d'un gaz inconnu.
1. Calculer la masse molaire moléculaire de gaz.
2. Ce gaz est de formule générale C_nH_{2n+2} où n est un nombre entier non nul. Déterminer n.
3. Proposer une formule développée pour ce gaz.

Exercice 21 :
Lors d'une expérience de chimie, une masse m = 8,925 g d'un composé gazeux (A) occupe un volume de 11,76 L dans les conditions normales de température et de pression où le volume molaire gazeux $V_m = 22{,}4\ L.mol^{-1}$.
1. Déterminer la masse molaire de (A).
2. Si le composé (A) est l'un des composés de la première question, l'identifier par sa formule et son nom.
3. Calculer la masse de 10 L de ce gaz dans les CNTP.

Exercice 22 :
On considère deux corps purs gazeux notés A et B dont les molécules ne renferment que les éléments carbone et hydrogène. On effectue les mélanges de A et B suivants :
- mélange 1, de masse $m_1 = 19{,}0$ g, qui contient 0,1 mol de A et 0,3 mol de B ;
- mélange 2, de masse $m_2 = 10{,}6$ g, qui contient 0,3 mol de A et 0,1 mol de B.

1. Quelles sont les masses molaires M_A et M_B ?
2. Déterminer la formule et le nom de A
3. Quelle est la formule du corps B sachant que sa molécule possède 2,5 fois plus d'atomes d'hydrogène que d'atomes de carbone ?
4. Quel doit être le pourcentage, en mol de A, d'un mélange de A et B pour que ce mélange contienne des masses égales de A et de B ?

REACTIONS CHIMIQUES. EQUATION-BILAN

Exercice 1 :

Equilibrer et compléter, si nécessaire, les équations bilan suivantes :

1. $...Mg + CO_2 \rightarrow ...MgO + ...C$
2. $UO_2 + ...HF \rightarrow UF_4 + ...H_2O$
3. $...CuO + C \rightarrow ...Cu + CO_2$
4. $...Al + Cr_2O_3 \rightarrow Al_2O_3 + ...Cr$
5. $CH_4 + ...Cl_2 \rightarrow ...HCl + C$
6. $CO + Fe_3O_4 \rightarrow CO_2 + Fe$
7. $N_2O_5 \rightarrow NO_2 + O_2$
8. $C_nH_{2n+2}O + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
9. $CuO + C \rightarrow Cu + CO_2$
10. $Fe_3O_4 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$

Exercice 2:

La combustion est un gaz utilisé comme combustibles domestiques de formule C_3H_8 ; sa combustion donne du dioxyde de carbone et de l'eau.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de combustion du propane.
2. Sachant qu'une bouteille de propane contient 15 kg de gaz liquéfié, calculer la masse de dioxyde de carbone formé lorsqu'on brûle tout le gaz contenu dans la bouteille.

Exercice 3 :

La combustion complète de 1L d'un hydrocarbure gazeux de formule brute C_nH_{2n+2} nécessite 5 L de dioxygène et a donné 3 L de dioxyde de carbone et de l'eau.

1. Equilibrer l'équation bilan de la réaction.
2. Trouver la formule brute de l'hydrocarbure, puis proposer une formule développée.

Exercice 4 :

1. Le butane est un gaz de formule C_4H_{10}.
   1.1 Ecrire l'équation bilan de sa combustion complète dans le dioxygène sachant qu'il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau.
   1.2 Calculer la masse de dioxygène nécessaire pour la combustion complète de 1,16 kilogramme de butane.
   1.3 Quelle est la masse d'air correspondante sachant que l'air renferme en nombre de moles 20% de dioxygène et 80% de diazote ?
2. L'éthane est un gaz qui a pour formule C_2H_6. Quelle masse d'éthane brûlant dans les mêmes conditions produirait la même masse de dioxyde de carbone ?

Exercice 5 :

Un mélange gazeux est constitué de méthane (CH_4) et de propane (C_3H_8).

1. Ecrire les équations bilan de leurs combustions complètes dans le dioxygène sachant qu'il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau.
2. La combustion complète de 10,4 g de ce mélange nécessite 26,88 L de dioxygène. Déterminer la composition molaire initiale de ce mélange puis la composition centésimale massique.

Exercice 6 :

La pyrite FeS_2 réagit avec le dioxygène de l'air O_2 pour donner du dioxyde de soufre SO_2 et de l'oxyde ferrique FeO_3.

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction.
2. Quelle masse de pyrite de fer est nécessaire à la formation de 95,7 g d'oxyde ferrique.
3. On mélange maintenant 48 g de pyrite à 40 g de dioxygène.
   3.1 Y a-t-il un réactif en excès ? Lequel ?
   3.2 Déterminer la masse restante du réactif mis en excès.
   3.3 Calculer la masse de chacun des produits formés.
4. Quelle masse de dioxygène serait nécessaire si le rendement de la réaction était de 80% ? Quel serait son volume ? On donne les masses atomiques en $g.mol^{-1}$: O : 16 ; S: 32; Fe : 56. Volume molaire : $V_m = 24\ L.mol^{-1}$

Exercice 7 :
On fait réagir une masse m = 2,3 g de sodium (Na) dans un volume V = 1,5 L de dioxygène ; on obtient du monoxyde de disodium Na_2O.
1. Ecrire et équilibrer l'équation-bilan de la réaction.
2. Montrer que l'un des réactifs est en excès. Lequel ?
3. Calculer la masse restante du réactif en excès.
4. Calculer la masse du produit formé. On donne en g/mol : O : 16 ; Na : 23 et V_m=24 $L.mol^{-1}$

Exercice 8 :
Un mélange de 2 L de dichlore (Cl_2) et de 4 L de dihydrogène (H_2) réagit pour donner du chlorure d'hydrogène HCl.
1. Ecrire l'équation bilan de la réaction.
2. L'un des réactifs est-il en excès ? Si oui, lequel ?
3. Quel est le volume final si tous les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions ?
4. Quelle est la composition du mélange final ? Donner la réponse sous forme de pourcentage en nombre de moles de chacun des constituants.

Exercice 9 :
Le supercarburant sans plomb, est un mélange de 98% d'isooctane de formule C_8H_{18} et de masse volumique $\rho_1 = 0,70 g/cm^3$ et de 2% d'heptane de formule C_7H_{16} et de masse volumique $\rho_2 = 0,66 g/cm^3$.
1. Ecrire pour chacun de ces hydrocarbures (isooctane et heptane) l'équation bilan de réaction de combustion complète.
2. Calculer le volume de dioxygène nécessaire à la combustion de 1 L de supercarburant.
3. Calculer le volume de dioxyde de carbone formé lors de cette combustion.

Exercice 10 :
La soude NaOH est souvent préparée par réaction entre le carbonate de sodium Na_2CO_3 et l'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$. En même temps que la soude, il se forme du carbonate de calcium $CaCO_3$.
1. Ecrire l'équation bilan de la réaction.
2. Sachant que le rendement de la réaction est estimé à 86%, déterminer la masse de soude effectivement obtenue à partir d'une tonne de carbonate de sodium.
On donne les masses molaires atomiques en $g.mol^{-1}$: H : 1 ; C : 12; O : 16 ; Na : 23 ; Ca : 40

Exercice 11 :
On mélange m_1 = 20 g d'aluminium et m_2 = 20 g de soufre, et on enflamme le mélange ; il se forme du sulfure d'aluminium Al_2S_3.
1. La réaction cesse par manque de l'un des réactifs. Lequel ? Calculer la masse du réactif restant et la masse de sulfure formée.
2. Pendant la réaction, 8% de la masse de soufre contenue dans le mélange brûle dans le dioxygène de l'air en donnant du dioxyde de soufre, au lieu de réagir avec l'aluminium. Calculer la masse de sulfure d'aluminium effectivement produite. On donne les masses molaires atomiques en $g.mol^{-1}$: S : 32 ; Al : 27

Exercice 12 :
1. L'aluminium réagit avec l'oxyde de fer Fe_2O_3 pour donner du fer et de l'alumine Al_2O_3.
   1.1 Quelle masse de fer est-il possible d'obtenir à partir de 40 g d'oxyde de fer ?
   1.2 On obtient en réalité 21 g de fer car les réactifs sont à l'état solide et le mélange réactionnel n'est pas facile à réaliser. On définit le rendement de la réaction comme le rapport entre la masse réelle formée et la masse théorique espérée. Calculer le rendement de cette réaction.
2. Le disulfure de fer FeS_2 est un minerai naturel appelé aussi pyrite dont on extrait le fer pur ; l'opération se fait en plusieurs étapes :
   2.1 La première étape consiste à faire réagir le dioxygène sur la pyrite, les produits de la réaction étant l'oxyde de fer Fe_2O_3 et le dioxyde de soufre ; calculer la masse d'oxyde de fer qu'il est possible d'obtenir à partir d'une tonne de minerai dans un excès de dioxygène.
   2.2 La seconde étape utilise le principe de l'aluminothermie, l'oxyde de fer réagit avec de l'aluminium en excès. Calculer la masse de fer obtenue sachant que le rendement de la réaction est de 70%.

Exercice 13 :
On considère la réaction d'équation bilan : $HCl + O_2 \rightarrow H_2O + Cl_2$
1. Quelle quantité de dichlore obtient-on à partir de 50 mol de chlorure d'hydrogène ? Quelle est la quantité de dioxygène nécessaire ?
2. On considère une quantité de dioxygène égale à 300 mol.
   2.1 Quelle quantité de chlorure d'hydrogène faut-il utiliser pour obtenir un mélange stœchiométrique correspondant à la réaction précédente ?
   2.2 Quelle quantité de dichlore obtiendrait-on à partir du mélange ainsi préparé ?
3. On mélange 10 mol de dioxygène et 20 mol de chlorure d'hydrogène.
   3.1 Ce mélange est-il stœchiométrique, sinon quel est le réactif en défaut ?
   3.2 Quelle est la composition du mélange obtenu après réaction totale.

Exercice 14 :
On considère la réaction d'équation-blilan : $O_2 + 4HCl \rightarrow 2H_2O + 2Cl_2$
1. Quelle quantité de matière de dichlore obtient-on à partir de 50 mol de chlorure d'hydrogène ? Quelle est alors la quantité de dioxyde nécessaire ?
2. On dispose de 10 mol de dioxygène et de 20 mol de chlorure d'hydrogène.
   2.1 Quel est le réactif en excès ?
   2.2 Donner la composition du mélange obtenu à la fin de la réaction.

Exercice 15 :
1. Calculer la concentration de la solution d'acide chlorhydrique formée en dissolvant 21,9 g de chlorure d'hydrogène dans la quantité d'eau distillée nécessaire pour obtenir 250 cm^3 de solution.
2. On prélève 100 cm^3 de cette solution dans laquelle on ajoute 6,54 g de zinc.
   2.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction. Restera-t-il du zinc après la réaction ? Si oui, calculer la masse de zinc restante.
   2.2 Calculer le volume normal de dihydrogène dégagé et la masse de chlorure de zinc $ZnCl_2$ qu'on obtiendrait par évaporation de la solution.
3. Même question qu'au 2 si une masse de zinc égale à 13,8 g réagit avec les 100 cm^3 de chlorure d'hydrogène.

Exercice 16 :
On mélange 32 g d'oxyde de fer Fe_2O_3 et 15 g de poudre d'aluminium. La réaction est amorcée et il s'est formé du fer liquide et de l'oxyde d'aluminium Al_2O_3.
1. Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.
2. Quel est le nombre de moles d'aluminium nécessaire pour faire réagir tout l'oxyde de fer ? Quelle est la masse d'aluminium correspondant ?
3. Reste-t-il de la poudre d'aluminium ? Si oui, combien ? On donne en g.mol^{-1} : O : 16 ; Al : 27 ; Fe : 56.

Exercice 17 :
Dans une pile à combustibles, le combustible est l'hydrazine N_2H_4 (liquide) et le comburant est le dioxygène O_2 (gaz). L'équation-bilan de la réaction est : $N_2H_4 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$
1. Dans quelle proportion faut-il mélanger les réactifs pour qu'ils soient dans les proportions stœchiométriques ?
2. Cette pile contient 320 g d'hydrazine liquide et 2 L de dioxygène stocké dans des conditions où le volume molaire vaut 0,168 L.mol^{-1}.
   2.1 Calculer les quantités de matière de chacun des réactifs.
   2.2 Quel réactif disparaîtra en premier ? Quelle quantité de l'autre réactif reste-t-il alors ?

Exercice 18 :
Le métal uranium est préparé à partir de son oxyde UO_2 en deux étapes dont voici les équations bilans non équilibrées : $UO_2 + HF \rightarrow UF_4 + H_2O$ et $UF_4 + Ca \rightarrow U + CaF_2$
1. Equilibrer les deux équations bilans.
2. Quelle masse d'uranium peut-on obtenir à partir de 1 kg d'oxyde d'uranium ? Quelles sont les masses de calcium et de fluorure d'hydrogène nécessaires ? On donne en g/mol : F : 19 ; Ca : 40 ; U : 238

Exercice 19:

1. La pyrite, de formule FeS_2, finement broyée, puis chauffée dans le dioxygène de l'air en excès à plus de 1000 ^{0}C, est totalement transformée en oxyde de fer Fe_2O_3 (solide) et en dioxyde de soufre SO_2 (gaz). L'opération porte le nom de grillage.

1.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction de grillage.

1.2 Quelle masse de dioxyde de soufre obtient-on au grillage d'une tonne de pyrite ?

2. Le dioxyde de soufre peut aussi être par oxydation du sulfure d'hydrogène H_2S par l'air selon l'équation-bilan suivante : $H_2S + O_2 \rightarrow SO_2 + H_2O$

Combien de moles de sulfure d'hydrogène faut-il mettre en œuvre pour préparer la même quantité de dioxyde de soufre que celle qui résulte du grillage d'une tonne de pyrite ?

On donne les masses molaires atomiques en g.mol^{-1} : H : 1 ; O : 16 ; S : 32 ; Fe : 56.

Exercice 20:

1. Un composé organique gazeux A, essentiellement formé de carbone, d'hydrogène et d'oxygène, a pour composition centésimale massique suivante : C : 62,07% ; H : 10,34%. Par ailleurs, la molécule de A ne comporte qu'un atome d'oxygène.

1.1 Calculer le pourcentage massique de l'oxygène ; en déduire la masse molaire de A ainsi que sa densité de vapeur.

1.2 Déterminer la formule brute de A.

1.3 Proposer une formule développée de A.

2. On réalise la combustion d'une masse m = 5,8 g de propanal de formule C_3H_6O dans un flacon de volume V = 5 L rempli de dioxygène ; il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau.

2.1 Ecrire l'équation-bilan de la réaction de combustion puis l'équilibrer.

2.2 Montrer que l'un des réactifs utilisé est en défaut.

2.3 Calculer le volume de dioxyde de carbone et le volume d'eau formé.

2.4 Quelle est la masse restante du réactif en excès. Donnée : volume molaire : V_m = 25 L.mol^{-1}

Exercice 21 :

1. Le nombre de charge du carbone est Z = 6.

1.1 Donner la formule électronique de l'atome de carbone.

1.2 Qu'est-ce que la représentation de Lewis d'un atome ? Donner la représentation de Lewis du carbone. Quel renseignement en tirez-vous ?

1.3 Quelle est la quantité de matière (en mol) dans 4,8 g de carbone pur ?
Quelle masse de carbone faut-il prendre pour disposer de 2,75 mol de ce corps ?

1.4 Calculer, en kilogramme, la masse d'un atome de carbone.

2. On s'intéresse à la combustion du carbone.

2.1 Ecrire l'équation-bilan de cette combustion.

2.2 Quel volume d'air, mesuré dans les conditions où le volume molaire vaut 25 L.mol^{-1}, faut-il mettre en œuvre pour faire brûler le contenu d'un sac de 75 kg de charbon supposé constitué de carbone pur ?

2.3 Quel volume de dioxyde de carbone forme-t-on ?

2.4 Comment caractérise-t-on le dioxyde de carbone ?

3. Le méthane est un combustible domestique.

3.1 Donner la représentation de Lewis du méthane. Quelle est la structure de la molécule de méthane ?

3.2 Ecrire l'équation-bilan de la combustion complète du méthane.

3.3 Quel volume d'air faut-il mettre en œuvre pour faire brûler complètement 25 m^3 de méthane ? Quel est le volume de dioxyde de carbone formé ? NB : Tous les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions.

Exercice 22 :

On mélange de 10 g d'aluminium et de cuivre en poudre est attaqué par une solution d'acide chlorhydrique en excès.

1. Sachant que le volume de dihydrogène recueilli est 10,8 L, calculer les masses respectives d'aluminium et de cuivre contenues dans le mélange.

2. En déduire la proportion de chaque métal dans le mélange.

3. On filtre la solution obtenue, quelle masse de solide recueille-t-on ?

On donne les masses molaires atomiques en g.mol^{-1} : Al : 27 ; Cl : 35,5 ; Cu : 63,5. Volume molaire : V_m = 24 L.mol^{-1}

Exercice 23 :
Le kérosène, carburant pour avion à réaction, est un mélange d'hydrocarbures. On admet que celui qui se trouve en plus grande quantité a pour formule $C_{12}H_{26}$

1. Ecrire l'équation-bilan de sa réaction de combustion, sachant que cette réaction produit de l'eau et du monoxyde de carbone en raison de la température très élevée à laquelle elle a lieu.
2. Le premier étage de la fusée Saturne V, lanceur du programme Apollo, contient 600 tonnes de kérosène. Quelle masse de dioxygène faut-il prévoir pour brûler tout le kérosène ?

Exercice 24 :
Un mélange de 2 L de dichlore (Cl_2) et de 4 L de dihydrogène (H_2) réagit pour donner du chlorure d'hydrogène HCl.

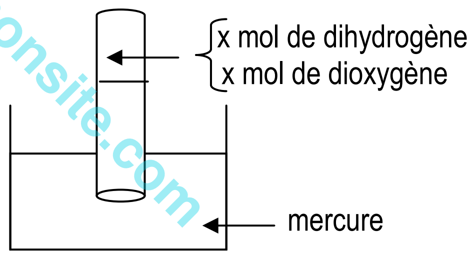
1. Ecrire l'équation bilan de la réaction.
2. L'un des réactifs est-il en excès ? Si oui, lequel ?
3. Quel est le volume final si tous les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions ?
4. Quelle est la composition du mélange final ? Donner la réponse sous forme de pourcentage en nombre de moles de chacun des constituants.

Exercice 25 :
On dispose d'un mélange de carbone et de soufre en poudre, dont la masse est égale à 1,1g. On place ce mélange dans un four el on réalise la combustion avec du dioxygène en excès. Les gaz engendrés par la combustion sont envoyés dans un flacon-laveur (piège) et on constate que la masse de ce flacon augmente de 2,7g au cours de l'expérience.

1. Ecrire l'équation-bilan des combustions du carbone et du soufre.
2. Quelle est la masse de dioxyde de carbone obtenu quand 1g de carbone brûle ?
Quelle est la masse de dioxyde de soufre obtenu quand 1g de soufre brûle ?
3. En notant x et y les masses de carbone et de soufre dans le mélange étudié, écrire deux équations entre x et y.
Résoudre le système et donner la composition du mélange.

Exercice 26 :
Un eudiomètre est une éprouvette graduée, en verre épais, dont le fond porte deux électrodes de platine entre lesquelles peut jaillir une étincelle. Cet eudiomètre contient initialement x mol de dihydrogène et x mol de dioxygène ; le volume du mélange est V = 40 cm^3. On provoque la réaction et on s'arrange pour que la température et la pression reviennent à la leurs valeurs initiales. L'eau formée est alors liquide et le volume du mélange gazeux n'est plus que v cm^3.

1. Ecrire l'équation-bilan de réaction.
2. Calculer la valeur du volume v. Quelle est la nature du gaz restant dans l'eudiomètre ?
3. Calculer la masse d'eau formée sachant que le volume molaire vaut, dans les conditions de l'expérience, 24 L.mol^{-1}.



Exercice 27 :
1. On verse 10 mL d'une solution A d'acide chlorhydrique sur de la limaille de fer en excès. Un gaz se dégage ; il est recueilli et son volume, mesuré dans les CNTP vaut V = 896 mL.
   - 1.1 Quelle est la nature du gaz dégagé ?
   - 1.2 Calculer la concentration de la solution A.
2. Une poudre est constituée d'un mélange intime de zinc et de cuivre. Pour analyser cette poudre, on y prélève un échantillon de 10 g dans lequel on verse un excès de la solution A. Le gaz qui se dégage a pour volume mesuré dans les CNTP égal à 1250 mL.
   - 2.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction.
   - 2.2 En déduire les masses de zinc et de cuivre dans l'échantillon.

   On donne les masses atomiques en g.mol^{-1} : Cu : 63,5 ; Zn : 65,4. Volume molaire : V_m = 22,4 L.mol^{-1}

GENERALITES SUR LES SOLUTIONS AQUEUSES

Exercice 1 :
Pour faire cure des pâtes, il est conseillé de faire bouillir 5 L d'eau et d'y ajouter deux cuillerées à café de sel (NaCl). Calculer la concentration molaire ne sel de l'eau salée sachant qu'une cuillère contient 4,2 g de NaCl.

Exercice 2 :
On dissout un comprimé d'aspirine dans un verre contenant 100 mL d'eau. L'indication 500 signifie que le comprimé contient 500 mg d'aspirine $C_9H_8O_4$, principe actif de ce médicament. Calculer la concentration massique et la concentration molaire de la solution.

Exercice 3 :
Quel volume d'eau faut-il ajouter à un volume V = 200 mL de sérum physiologique (eau salée) de concentration molaire $C_1 = 0,1$ mol.L^{-1} pour obtenir un sérum de concentration molaire $C_2 = 0,025$ mol.L^{-1}

Exercice 4 :
Calculer les concentrations molaires des différents ions en solution en dissolvant 0,784 g de « sel de Mohr » dans 100 cm^3 d'eau. On donne: « sel de Mohr »: $FeSO_4$, $(NH_4)_2SO_4$, $6H_2O$; Fe: 56 g.mol^{-1}; S: 32 g.mol^{-1}; N: 14 g.mol^{-1}

Exercice 5 :
1. Quelle masse de sulfate de cuivre II faut-il dissoudre dans 500 cm^3 d'eau pour obtenir une solution de concentration en ions cuivre II égale à 0,025 mol.L^{-1}. On donne : sulfate de cuivre II : $CuSO_4,5H_2O$; S : 32 g.mol^{-1}; Cu :63,5 g.mol^{-1}
2. Quelle masse de sulfate d'aluminium faut-il dissoudre dans 500 cm^3 d'eau pour obtenir une solution de concentration 0,02 mol.L^{-1} en ions Al^{3+}. On donne : sulfate d'aluminium : $Al_2(SO_4)_3$;

Exercice 6 :
Un industriel veut éliminer 1 m^3 de déchets liquides dont la teneur en ions NO_3^- est de 10 g.L^{-1}. Quel volume d'eau doit-il ajouter avant de les rejeter dans la rivière pour respecter la réglementation qui impose une concentration maximale de 50 mg.L^{-1} ?

Exercice 7 :
Une solution commerciale d'acide sulfurique H_2SO_4 de densité d = 1,84, contient 95% en masse d'acide pur.
1. Calculer la masse de 1 L d'acide de la solution commerciale. En déduire la masse d'acide pur contenu dans une bouteille de 1 L.
2. Calculer la quantité de matière en acide. En déduire la concentration molaire de l'acide.

Exercice 8 :
Une solution A, de volume $V_A = 0,5$ L, contient 0,12 mol de nitrate de sodium. Une solution B, de volume $V_B = 1,5$ L, a été obtenue par dissolution dans l'eau de 12,3 g de nitrate de calcium, solide ionique de formule $Ca(NO_3)_2$.
1. On prélève à la pipette 10 cm^3 de la solution A ; calculer le nombre de moles de chacun des ions présents dans cette prise d'essai.
2. On mélange dans une fiole jaugée, 10 cm^3 de la solution A, 20 cm^3 de la solution B, et on complète avec de l'eau jusqu'à ce que le volume final soit 100 cm^3. Calculer la concentration de chacun des ions dans cette dernière solution. On donne les masses molaires moléculaire en g.mol^{-1} : - nitrate de sodium : 85 ; - nitrate de calcium : 164

Exercice 9 :
Le carbonate de lithium Li_2CO_3 a une solubilité de 14,3 g.L^{-1} à 10 °C. On introduit 5 g dans 250 cm^3 d'eau, on agite pour favoriser la dissolution.
1. Quelles sont les concentrations dans la solution obtenue ? Le mélange est-il homogène ?
2. On ajoute 100 cm^3 d'eau. Qu'observe-t-on ? Calculer les nouvelles concentrations.
3. On ajoute à nouveau 100 cm^3 d'eau. Quelles sont les concentrations finales ?

Exercice 10:
L'acide éthanoïque est un liquide moléculaire de formule $C_2H_4O_2$. On mélange 300 g d'acide éthanoïque et 500 cm^3 d'eau pour obtenir 700 cm^3 d'une solution homogène. Calculer les concentrations massique et molaire en acide éthanoïque dans la solution obtenue. On donne la masse volumique de l'acide éthanoïque pur ρ = 1 049 $kg.m^{-3}$.

Exercice 11:
On dissout 1 g de sel dans 250 mL d'eau.
1. Calculer la concentration massique et la concentration molaire volumique de l'eau salée.
2. Déterminer le rapport entre la concentration massique et la concentration molaire et compare avec la masse molaire de sel. En déduire une relation entre ces trois grandeurs.
3. Démontrer ce résultat en raisonnant sur un soluté quelconque. On donne : M(NaCl) = 58,5 $g.mol^{-1}$.

Exercice 12 :
Une solution A de volume V_A = 0,5 L, contient 0,12 mol de nitrate de sodium. Une solution B de volume V_B = 1,5 L, a été obtenue par dissolution dans l'eau de 12,3 g de nitrate de calcium, solide ionique de formule $ca(NO_3)_3$.
1. On prélève à la pipette 10 cm^3 de la solution A. Calculer le nombre de moles de chacun des ions présents dans cette prise d'essai.
2. On mélange dans une fiole jaugée, 10 cm^3 de la solution A, 20 cm^3 de la solution B et on complète avec de l'eau jusqu'à ce que le volume total soit 100 cm^3. Calculer la concentration de chacun des ions dans cette dernière solution. On donne les masses molaires en $g.mol^{-1}$: M (nitrate de sodium) = 85 ; M (nitrate de calcium) = 164

Exercice 13 :
1. Déterminer la formule statistique puis calculer la masse molaire moléculaire de chacun des solides ioniques suivants : - nitrate de baryum ; - nitrate d'aluminium. On donne : nitrate : NO_3^- ; - baryum : Ba^{2+} ; - aluminium : Al^{3+}
2. On dissout 4,686 g de nitrate d'aluminium dans de l'eau et on obtient une solution A de volume 100 mL. Quels sont les ions présents dans la solution obtenue ? Calculer la concentration de chacun d'eux en solution.
3. Une solution B a été obtenue en dissolvant $4,5.10^{-2}$ mol de nitrate de baryum dans 150 mL d'eau. Quel volume d'eau V_e faut-il ajouter à la solution B pour obtenir une solution B' de concentration en ion NO_3^- égale à 0,25 $mol.L^{-1}$.
4. On mélange dans une fiole jaugée, 15 mL de la solution de A, 20 mL de la solution de B et on complète avec de l'eau jusqu'à ce que le volume total soit de 100 mL.
Calculer la concentration de chacun des ions présents dans cette nouvelle solution.

Exercice 14 :
Dans une fiole jaugée, on place 8,33 g de chlorure de calcium $CaCl_2$, 0,146 g de chlorure de sodium Na Cl et 0,278 g de chlorure de plomb $PbCl_2$.On complète à avec 250 mL d'eau distillée. La dissolution des solides introduits est totale et ceux-ci existent, en solution, exclusivement sous forme d'ions.
1. Déterminer le nombre de mole de chacun des solides ioniques introduits dans la fiole.
2. Ecrire l'équation de dissolution de chacun de ces solides ioniques et énumérer les ions présents dans la solution.
3. Calculer le nombre de moles de chacun de ces ions. En déduire la concentration de chaque ion dans la solution.
4. Quel volume d'eau distillée V_e faut-il ajouter à la solution précédente pour que la concentration en ion Na^+ soit égale à 10^{-3} $mol.L^{-1}$. On donne en g/mol : Na : 23 ; Ca : 40,1 ; Cl : 35,5 ; Pb : 207.

Exercice 15 :
1. On réalise une solution S_1 en dissolvant une masse m = 1,665 g de chlorure de calcium $CaCl_2$ dans 250 mL d'eau distillée.
 1.1 Ecrire l'équation de dissolution.
 1.2 Calculer la concentration massique puis la concentration molaire de la solution S_1.
 1.3 Calculer les concentrations molaires des ions présents dans la solution S_1.
2. On dissout 4,3 g de chlorure de cuivre dihydraté $CuCl_{2,}2H_2O$ dans 250 mL d'eau distillée, on obtient une solution S_2. Calculer la masse molaire moléculaire du chlorure de cuivre dihydraté et sa concentration.
3. Maintenant on mélange 50 mL de la solution S_1 et 75 mL de la solution S_2, on obtient une solution S_3. Calculer la concentration des ions Cl^- présents dans la solution S_3 sachant que le mélange s'effectue sans variation de volume.
On donne les masses molaires atomiques en $g.mol^{-1}$: Ca : 40 ; Cl : 35,5 ; Cu : 63,5.

SOLUTIONS AQUEUSES ACIDES

Exercice 1 :
Calculer la masse volumique du chlorure d'hydrogène HCl dans les conditions normales où le volume molaire vaut V_m = 22,4 L.mol^{-1}. On donne M(HCl) = 36,5 g.mol^{-1}.

Exercice 2 :
On veut préparer 5 L de dihydrogène, mesurés dans les conditions normales, en attaquant le zinc, le fer ou l'aluminium par une solution chlorhydrique. Calculer les masses de chacun de ses métaux qui passeront en ion.

Exercice 3 :
On prépare du chlorure d'hydrogène par action de l'acide sulfurique concentré, à chaud, sur du chlorure de calcium. A partir de 30 g de NaCl, quelle quantité de chlorure d'hydrogène et quel volume de solution à 1 mol.L^{-1} peut-on obtenir ? On donne les masses molaires atomiques en g.mol^{-1} : Na : 23 ; Cl : 35,5.

Exercice 4 :
Quelles masses de zinc, de fer et d'aluminium prises séparément faut-il faire réagir sur l'acide chlorhydrique en excès pour obtenir 48 L de dihydrogène dans les conditions où le volume molaire vaut V_m = 24 L.mol^{-1} ?
On donne les masses molaires atomiques en g.mol^{-1} : H : 1 ; Al : 27 ; Cl : 35,5 ; Zn : 65,4 ; Fe : 56 ; Ag : 108.

Exercice 5 :
On considère les monoacides que sont l'acide bromhydrique et l'acide perchlorique de formules respectives HBr et $HClO_4$. Quels sont les ions présents dans chacune de ces deux solutions ?

Exercice 6 :
1. Quelle masse de chlorure d'hydrogène faut-il dissoudre pour obtenir 5 L d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration C= 2.10^{-1} mol.L^{-1} ?
2. Quelle sont les concentrations des ions H_3O^+ et Cl^- présents dans cette solution ?
3. Combien y a-t-il de moles d'ions H_3O^+ dans un prélèvement de 100 mL de cette solution ?

Exercice 7 :
On fait réagir 50 mL d'une solution d'acide chlorhydrique, de concentration molaire 1 mol.L^{-1} sur de la grenaille de zinc en excès. Quel volume de gaz peut-on espérer recueillir dans les conditions où V_m = 24 L.mol^{-1} ? Quelle masse de solide recueillera-t-on, après filtration et évaporation de la solution obtenue ?

Exercice 8 :
Dans 2 L d'une solution d'acide chlorhydrique, il y a 4 mol d'ions H_3O^+.
1. Quelle est la concentration de cette solution ?
2. Combien de moles d'ions Ag^+ faudrait-il ajouter dans 10 cm^3 de la solution con sidérée pour précipiter sous forme de chlorure d'argent tous les ions Cl^- présents ?
3. Quel volume de solution de nitrate d'argent de concentration C = 0,1 mol/L faudrait-il verser pour introduire ce nombre de moles d'ions Ag^+ ?

Exercice 9 :
1. On dispose d'une pipette jaugée de 10 mL, d'une pipette jaugée de 20 mL, d'une fiole jaugée de 100 mL et d'eau distillée à volonté. A partir d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire 1 mol.L^{-1}, on souhaite préparer des solutions d'acide chlorhydrique de concentrations respectives : C_1= 2.10^{-1} mol.L^{-1} ; C_2=10^{-1} mol.L^{-1} ; C_3= 4.10^{-2} mol.L^{-1} ; C_4= 2.10^{-2} mol.L^{-1} Comment doit-on procéder ?
2. On considère maintenant la solution de concentration C_2 = 10^{-1} mol.L^{-1} et on y prélève 20 mL que l'on place dans une fiole jaugée de 200 mL. On ajoute ensuite de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
   2.1 Calculer la concentration de la solution d'acide ainsi obtenue.
   2.2 Calculer le nombre de moles d'ions H_3O^+et Cl^- contenus dans 10 mL de cette solution.

Exercice 10 :

On mélange deux solutions d'acide chlorhydrique : une solution A_1 (V_1 = 50 cm^3 ; C_1 = 10^{-2} $mol.L^{-1}$) et une solution A_2 (V_2 = 100 cm^3; C_2 = 10^{-3} $mol.L^{-1}$). Quelle est la concentration de la solution obtenue ?

Exercice 11 :

On mélange de 10 g d'aluminium et de cuivre en poudre est attaqué par une solution d'acide chlorhydrique en excès.

1. Sachant que le volume de dihydrogène recueilli est 10,8 L, calculer les masses respectives d'aluminium et de cuivre contenues dans le mélange.
2. En déduire la proportion de chaque métal dans le mélange.
3. On filtre la solution obtenue, quelle masse de solide recueille-t-on ?

On donne les masses molaires atomiques en $g.mol^{-1}$: Al : 27 ; Cl : 35,5 ; Cu : 63,5. Volume molaire : V_m = 24 $L.mol^{-1}$

Exercice 12 :

1. Calculer la concentration de la solution d'acide chlorhydrique formée en dissolvant 21,9 g de chlorure d'hydrogène dans la quantité d'eau distillée nécessaire pour obtenir 250 cm^3 de solution.
2. On prélève 100 cm^3 de cette solution dans laquelle on ajoute 6,54 g de zinc.
   - 2.1 Ecrire l'équation-bilan de la réaction. Restera-t-il du zinc après la réaction ? Si oui, la masse de zinc restant.
   - 2.2 Calculer le volume normal de dihydrogène dégagé et la masse de chlorure de zinc ($ZnCl_2$) qu'on obtiendrait par évaporation de la solution.
3. Même question qu'au 2. si la masse de zinc mise en réaction avec les 100 cm^3 de chlorure d'hydrogène est 13,8 g

Exercice 13 :

1. On verse 10 mL d'une solution A d'acide chlorhydrique sur de la limaille de fer en excès. Un gaz se dégage ; il est recueilli et son volume, mesuré dans les CNTP vaut V = 896 mL.
   - 1.1 Quelle est la nature du gaz dégagé ?
   - 1.2 Calculer la concentration de la solution A.
2. Une poudre est constituée d'un mélange intime de zinc et de cuivre. Pour analyser cette poudre, on y prélève un échantillon de 10 g dans lequel on verse un excès de la solution A. Le gaz qui se dégage a pour volume mesuré dans les CNTP égal à 1250 mL.
   - 2.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction.
   - 2.2 En déduire les masses de zinc et de cuivre dans l'échantillon.

On donne les masses molaires atomiques en $g.mol^{-1}$: Cu : 63,5 ; Zn : 65,4. Volume molaire : V_m = 22,4 $L.mol^{-1}$

Exercice 14 :

On obtient une solution S' en mélangeant les deux solutions suivantes:

- solution S_1 : 10 mL d'acide chlorhydrique HCl ; de concentration C_1.
- solution S_2 : 20 mL d'acide sulfurique H_2SO_4; de concentration C_2.

En ajoutant à la solution S' du nitrate d'argent en excès, il se forme 1,435 g de chlorure d'argent. En ajoutant également à cette solution S' de la poudre d'aluminium en excès, il se dégage du dihydrogène de volume $V_{H_2} = 0{,}448L$; volume mesuré dans les CNTP.

1. Ecrire les équations bilans des réactions qui se sont produites dans S'.
2. Déterminer les concentrations C_1 et C_2 respectives de S_1 et S_2.
3. Déterminer les concentrations des ions présents dans S' avant l'introduction du nitrate d'argent et de l'aluminium.

On donne les masses molaires atomiques en $g.mol^{-1}$: H : 1 ; Cl : 35,5 ; Ag : 108.

Exercice 15 :

Dans les laboratoires des lycées, la préparation de petites quantités de dihydrogène se fait souvent par action sur le métal zinc d'une solution d'acide chlorhydrique.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
2. Quelle masse de zinc faut-il employer pour obtenir 500 cm3 de dihydrogène dans les conditions normales de température et de pression ?
3. Quel volume minimal d'une solution à 2 mol.L-1 faut-il utiliser ?

Exercice 1 :
1. Quelle est la formule de la soude ? Quel est son état physique dans les conditions habituelles de températures et de pression ?
2. Préciser les différentes étapes de la dissolution de la soude dans l'eau. Quel est l'effet thermique de la dissolution ?

Exercice 2 :
A 25° C, on dissout 0,6 g de soude cristallisée de façon à obtenir 2 L de solution aqueuse. Quel doit être la concentration molaire de cette solution ?

Exercice 3 :
On dispose d'une « lessive de soude » à 8 $mol.L^{-1}$.
1. Quelle masse d'hydroxyde de sodium contiennent 250 cm^3 de cette solution ?
2. On veut préparer 5 L d'une solution à 0,005 $mol.L^{-1}$. Comment faut-il procéder ?

Exercice 4 :
Calculer les concentrations molaires des ions présents dans les solutions suivantes, en dissolvant :
- une masse m_1 = 0,74 g d'hydroxyde de calcium dans 2 L d'eau.
- une masse m_2 = 0,56 g de potasse dans 300 mL d'eau.

Exercice 5 :
Calculer les concentrations molaires en ions Na^+ et en ions Cl^- lorsqu'on mélange les deux solutions aqueuses B_1 et B_2 d'hydroxyde de sodium suivantes :
- solution B_1 de volume V_{B1} = 50 cm^3 et de concentration C_{B1} = 2 $mol.L^{-1}$
- solution B de volume V_{B2} = 200 cm^3 et de concentration C_{B2} = 0,5 $mol.L^{-1}$

Exercice 5 :
Au laboratoire, on dispose de quatre solutions d'hydroxyde de sodium notées B_1, B_2, B_3 et B_4 de concentrations respectives $C_1 = 10^{-2}$ $mol.L^{-1}$, $C_2 = 3.10^{-3}$ $mol.L^{-1}$, C_3 = 4 g/L et C_4 = 0,2 g/L. Comparer les quantités de soude contenue dans 25 cm^3 de chacune de ces solutions.

Exercice 6 :
1. Une solution de soude contient 20 g par litre de pastilles de soude.
   1.1 Quelle est sa concentration molaire volumique ?
   1.2 Quelle masse d'hydroxyde de sodium recueilleront-on en évaporant 500 cm^3 de cette solution ?
2. On dispose maintenant d'une « lessive de soude » à 8 $mol.L^{-1}$.
   2.1 Quelle masse d'hydroxyde de sodium renferme 250 cm^3 de cette lessive ?
   2.2 On veut préparer 5 L d'une solution à 0,005 $mol.L^{-1}$. Comment faut-il procéder ?

Exercice 7 :
Les solutions de soude sont très couramment utilisées au laboratoire de chimie. La soude NaOH se présente sous forme de pastilles blanches. On veut préparer, pour une séance de TP, 500 mL d'une solution de concentration molaire 1 $mol.L^{-1}$
1. Calculer la masse de soude solide nécessaire.
2. Dresser la liste du matériel à utiliser pour préparer la solution. Expliquer le mode opératoire.
3. Pour une expérience, un élève doit utiliser 10 mL d'une solution de concentration 10^{-2} $mol.L^{-1}$. Comment doit-il procéder ?
4. Pour une deuxième expérience, l'élève dispose de la solution précédente et veut obtenir une nouvelle solution de concentration 10^{-3} $mol.L^{-1}$. Expliquer ce qu'il doit faire.

NOTION DE pH – INDICATEURS COLORES

Exercice 1:

On veut obtenir une solution de pH = 4 à partir d'une solution d'acide chlorhydrique dont le pH est égal à 1. Comment doit-on procéder ?

Exercice 2 :

Un bécher contient un volume V_A = 20 cm^3 d'une solution A d'acide chlorhydrique de concentration C_A = 0,4 mol.L^{-1}. On y verse un volume V_B = 15 cm^3 d'une solution B d'hydroxyde de sodium de concentration C_B = 0,6 mol.L^{-1}.

1. La solution X, ainsi obtenue, est-elle acide ou basique ?
2. Calculer la concentration molaire de X.
3. Quel volume de A ou de B faut-il alors ajouter dans la solution X pour la neutraliser complètement ?

Exercice 3 :

On réalise une solution S en mélangeant un volume V_A=10 cm^3 d'une solution S_A d'acide chlorhydrique de concentration C_A = 10^{-1} mol.L^{-1} à un volume V_B=5 cm^3 d'une solution S_B de soude de concentration C_B =10^{-1} mol.L^{-1}.

1. Calculer les quantités d'ions H_3O^+ et OH^- introduits dans le mélange.
2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit.
3. Calculer les concentrations des espèces contenues dans le mélange après la réaction.
4. Déterminer le pH du mélange.

Exercice 4 :

Une solution de soude commerciale est diluée 100 fois. La solution diluée est dosée par une solution d'acide chlorhydrique de concentration 10^{-1} mol.L^{-1}. Une coulée de burette de 10,6 cm^3 de solution acide permet de neutraliser une prise d'essai de 10 cm^3 de soude.

1. Quelle est la concentration de la solution commerciale ?
2. On verse dans un tube à essai 20 cm^3 de solution de sulfate de cuivre de concentration 0,05 mol.L^{-1}.
   - 2.1 Quel volume de solution de soude commerciale permet de précipiter entièrement les ions Cu^{2+}?
   - 2.2 Combien de gouttes de solution faut-il verser ? Une goutte a un volume d'environ 0,05 cm^3 ?

Exercice 5 :

L'hydroxyde de calcium en solution dans l'eau ne donne que des ions calcium Ca^{2+} et des ions hydroxydes OH^-.

1. Ecrire l'équation correspondant à son ionisation.
2. On le fait réagir sur une solution chlorhydrique ; il donne du chlorure de calcium ; quelle est la formule du de ce composé lorsqu'il est solide ?

Exercice 6 :

1. On considère une solution S_1 d'acide chlorhydrique de volume V_1 = 0,5 mL dont le pH = 2.
   - 1.1 Déterminer la concentration C_1 de cette solution S_1.
   - 1.2 Calculer les quantités de matière d'ions H_3O^+.
2. On dispose par ailleurs d'une autre solution S_2 d'acide chlorhydrique de volume V_2 = 1,5 mL dont le pH = 3.
   - 2.1 Quelle est la valeur de la concentration C_2 de cette solution S_2.
   - 2.2 Calculer les quantités d'ions H_3O^+ et Cl^- dans S_2.
3. On mélange les solutions S_1 et S_2 ; on obtient une solution S.
   - 3.1 Calculer la concentration d'ions hydronium dans S.
   - 3.2 Entre quels nombres entiers consécutifs le pH de la solution S se situe-t-il ?
4. Dans un prélèvement de 100 mL de la solution S, on ajoute du nitrate d'argent en excès.
   - 4.1 Ecrire l'équation-bilan simplifiée de la réaction qui se produit.
   - 4.2 Quelle est la masse du précipité obtenu ? On donne M (AgCl) = 143,5 g/mol.
5. Dans un deuxième prélèvement de 100 mL de la solution S, on ajoute du zinc en excès.
   - 5.1 Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
   - 5.2 Quelle est dans les conditions où le volume molaire 24 L.mol^{-1}, le volume du dihydrogène dégagé ?

CARACTERISATION DE QUELQUES IONS

Exercice 1 :
On dissout une masse de 81,25 g de chlorure de fer III ($FeCl_3$) dans 1 L d'eau. Calculer les concentrations molaires en ions chlorure et en ions fer III.

Exercice 2 :
On fait réagir un excès de solution d'hydroxyde de sodium sur un prélèvement de 50 cm^3 de la solution de chlorure de fer III obtenue. Qu'observe-t-on ? Quelle est la masse du produit solide obtenue ?
On donne les masses molaires atomiques en $g.mol^{-1}$: H : 1; O : 16; Na : 23; Cl : 35,5; Fe : 56.

Exercice 3 :
On fait agir de la soude en excès sur une solution de sulfate de cuivre II. Le précipité, lavé et séché, pèse 9,75 g.
1. Quelle est la masse de sulfate de cuivre qui existait en solution ?
2. Pourquoi faut-il laver le précipité, puis le sécher ?

Exercice 4 :
Dans 50 cm^3 d'une solution de sulfate de cuivre II de concentration $C_1 = 10^{-2}$ $mol.L^{-1}$, on verse 20 cm^3 d'une solution de soude de concentration $C_2 = 10^{-2}$ $mol.L^{-1}$
1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction observée.
2. Quelle masse de précipité obtient-on ? Quelles sont les concentrations des espèces qui sont restées en solution ?
3. Quel volume de la solution de soude faut-il ajouter pour que les ions cuivre II précipitent complètement ? On supposera que l'hydroxyde de cuivre II totalement insoluble. Quelles seront alors les concentrations des espèces en solution ?

Exercice 5 :
Dans 2 L d'une solution d'acide chlorhydrique, il y a 4 mol d'ions H_3O^+.
1. Quelle est la concentration de cette solution ?
2. Combien de moles d'ions Ag^+ faudrait-il ajouter dans 10 cm^3 de la solution con sidérée pour précipiter sous forme de chlorure d'argent tous les ions Cl^- présents ?
3. Quel volume de solution de nitrate d'argent de concentration C = 0,1 mol/L faudrait-il verser pour introduire ce nombre de moles d'ions Ag^+ ?

Exercice 6 :
Sur une solution S incolore, on effectue les tests suivants :
- ajout d'une solution de chlorure de baryum : un précipité blanc apparait. Traité par l'acide chlorhydrique, ce solide se dissout et donne un dégagement gazeux qui trouble l'eau de chaux ;
- traité par l'acide chlorhydrique, S donne aussi un dégagement gazeux qui trouble l'eau de chaux ;
- traité par la soude, S donne un précipité translucide qui se redissout dans un excès de réactif.

Montrer que ces trois tests permettent l'identification sans ambiguïté des ions que contient la solution S.

Exercice 7 :
On obtient une solution S' en mélangeant les deux solutions suivantes: une solution S_1 : 10 mL d'acide chlorhydrique HCl ; de concentration C_1 et une solution S_2 : 20 mL d'acide sulfurique H_2SO_4; de concentration C_2.
En ajoutant à la solution S' du nitrate d'argent en excès, il se forme 1,435 g de chlorure d'argent. En ajoutant également à cette solution S' de la poudre d'aluminium en excès, il se dégage du dihydrogène de volume $V_{H_2} = 0{,}448 L$; volume mesuré dans les CNTP.
1. Ecrire les équations bilans des réactions qui se sont produites dans S'.
2. Déterminer les concentrations C_1 et C_2 respectives de S_1 et S_2.
3. Déterminer les concentrations des ions présents dans S' avant l'introduction du nitrate d'argent et de l'aluminium.

On donne les masses molaires atomiques en $g.mol^{-1}$: H : 1 ; Cl : 35,5 ; Ag : 108.

ANNEXE

CARATERISATION DE QUELQUES IONS

EXTRAIT DU TABLEAU DE LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS CHIMIQUES

SYMBOLES, NOMBRES DE CHARGE ET MASSES ATOMIQUES DES PRINCIPAUX ELEMENTS CHIMIQUES

LES DIVERS ETATS DE LA MATIERE

LES ATOMES ET LES MOLECULES

CARATERISATION DE QUELQUES IONS

ANIONS A IDENTIFER

Cl^-	SO_4^{2-}	S^{2-}	CO_3^{2-}	NO_3^-
réactif : Ag^+	**réactif : Ba^{2+}**	**réactif : Pb^{2+}**	**réactif : Ca^{2+}** (eau de chaux)	**réactif : H_2SO_4** (+ Cu)
précipité blanc de AgCl qui noircit à la lumière et qui se redissout dans une solution d'ammoniac.	**précipité blanc** de $BaSO_4$	**précipité noir** de PbS	**précipité blanc** de $CaCCO_3$	**dégagement gazeux** de NO_2 roux
		réactif : H_3O^+	**réactif : H_3O^+**	
		dégagement gazeux nauséabond	**dégagement gazeux** de CO_2 qui trouble l'eau de chaux	

CATIONS A IDENTIFER

CATIONS COLORES	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Cu^{2+}
	solution **verdâtre**	solution **rouille**	solution **bleue**
	réactif : OH^-	**réactif : OH^-**	**réactif : OH^-**
CATIONS INCOLORES	**précipité vert** de $Fe(OH)_2$	**précipité rouille** de $Fe(OH)_3$	**précipité bleue** de $Cu(OH)_2$ qui se redissout dans une solution d'ammoniac

Ba^{2+}	Ag^+	Pb^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}
réactif : SO_4^{2-}	**réactif : Cl^-**	**réactif : S^{2-}**	**réactif : OH^-**	**réactif : OH^-**
précipité blanc de $BaSO_4$	**précipité blanc** de AgCl qui noircit à la lumière et qui se redissout dans une solution d'ammoniac	**précipité noir** de PbS	**précipité blanc** de $Al(OH)_3$ soluble dans un excès d'hydroxyde de sodium insoluble dans une solution d'ammoniac	**précipité blanc** de $Zn(OH)_2$ soluble dans un excès d'hydroxyde de sodium insoluble dans une solution d'ammoniac

SYMBOLES, NOMBRES DE CHARGE ET MASSES ATOMIQUES DES PRINCIPAUX ELEMENTS CHIMIQUES

Nom de l'élément	Symbole	Nombre de charge Z	Masse atomique ($g.mol^{-1}$)		Nom de l'élément	Symbole	Nombre de charge Z	Masse atomique ($g.mol^{-1}$)
Aluminium	**Al**	13	27		Iridium	**Ir**	77	192
Antimoine	**Sb**	51	122		Krypton	**Kr**	36	84
Argent	**Ag**	47	108		Lithium	**Li**	3	7
Argon	**Ar**	18	40		Magnésium	**Mg**	12	24,3
Arsenic	**As**	33	75		Manganèse	**Mn**	25	55
Azote	**N**	7	14		Mercure	**Hg**	80	200,6
Baryum	**Ba**	56	137,3		Néon	**Ne**	10	20
Béryllium	**Be**	4	9		Nikel	**Ni**	28	58,7
Bismuth	**Bi**	83	209		Or	**Au**	79	198
Bohr	**B**	5	11		Oxygène	**O**	8	16
Brome	**Br**	35	80		Palladium	**Pd**	46	106,4
Cadmium	**Cd**	48	112,4		Phosphore	**P**	15	31
Calcium	**Ca**	20	40		Platine	**Pt**	78	195
Carbone	**C**	6	12		Plomb	**Pb**	82	207
Césium	**Cs**	55	133		Potassium	**K**	19	39
Chlore	**Cl**	17	35,5		Radium	**Ra**	88	226
Chrome	**Cr**	24	52		Radon	**Rn**	86	222
Cobalt	**Co**	27	59		Rubidium	**Rn**	37	85,5
Cuivre	**Cu**	29	63,5		Silicium	**Si**	14	28
Etain	**Sn**	50	118,7		Sodium	**Na**	11	23
Fer	**Fe**	26	56		Soufre	**S**	16	32
Fluor	**F**	9	19		Strontium	**Sr**	38	87,6
Germanium	**Ge**	32	72,6		Titane	**Ti**	22	48
Hélium	**He**	2	4		Tungstène	**W**	74	184
Hydrogène	**H**	1	1		Uranium	**U**	92	238
Iode	**I**	53	127		Zinc	**Zn**	30	65,4

LES DIVERS ETATS DE LA MATIERE

La matière peut exister sous trois formes : solide, liquide ou gazeuse. Ce sont les états de la matière. Chaque état est caractérisé par des structures et des propriétés très différentes. Un même corps peut se présenter sous ces trois formes : par exemple l'eau peut se trouver à l'état solide (glace, neige), à l'état liquide (océans, rivières, pluie, eau du robinet) ou à l'état gazeux (nuages, brouillard).

LES CARACTÉRISTIQUES DES ÉTATS DE LA MATIÈRE

Les solides

Les « grains » de matière (atomes, ions ou molécules) qui constituent un solide sont liés entre eux par de puissantes forces appelées forces de cohésion. Ces forces rassemblent les particules de matière et les maintiennent dans des positions fixes.

Quand ces particules sont agencées de façon très organisée et régulière, le solide est un cristal (on parle aussi de solide cristallin). Le chlorure de sodium (de formule chimique NaCl), qui n'est autre que le sel de cuisine, est un exemple de solide cristallin : c'est un cristal ionique, constitué d'ions de chlore (Cl-) et de sodium (Na+) qui s'agencent régulièrement en forme de cube. Les métaux (comme le fer, l'or, etc.) sont également des solides cristallins.

D'autres types de solides existent, pour lesquels il n'y a pas d'agencement particulier des éléments qui les constituent. Ces solides peuvent donc prendre différentes formes. Les alliages métalliques (comme les aciers, les bronzes, etc.) et le verre, qui sont des mélanges de différents solides cristallins, ne sont pas des solides cristallins.

Les liquides

Dans un liquide, les forces de cohésion sont moins fortes que dans un solide. Elles rassemblent les particules mais ne les empêchent pas de se déplacer les unes par rapport aux autres. C'est pourquoi un liquide prend la forme du récipient qui le contient. En revanche, un liquide peut difficilement être comprimé.

Les gaz

Dans un gaz, les forces de cohésion sont nulles. Les particules du gaz sont libres d'aller où bon leur semble : ainsi, un gaz se dilate indéfiniment, jusqu'à ce qu'il occupe tout l'espace disponible. Inversement, un gaz peut être comprimé dans un petit volume.

Puisqu'elles peuvent se déplacer, les particules de gaz peuvent se rencontrer, entrer en collision entre elles ou contre les parois du récipient qui les contient. La température d'un gaz rend compte de la vitesse — et donc de l'énergie — de ces particules ; la pression d'un gaz correspond à l'action que les particules exercent sur la paroi du récipient.

LES CHANGEMENTS D'ÉTATS

Les particules d'un gaz ne sont pas les seules à posséder une énergie. Dans tous les états de la matière, les particules s'agitent plus ou moins selon leur structure moléculaire et les conditions extérieures. Un même corps peut ainsi se retrouver dans différents états (solide, liquide ou gaz) selon les conditions de température et de pression qui s'exercent sur lui.

Lorsque l'on accroît la température, de l'énergie est transmise aux particules dont l'agitation augmente (on parle alors d'agitation thermique). Les forces de cohésion peuvent ne plus suffire à « contenir » cette agitation, et un solide peut alors se transformer en liquide : c'est la fusion. Lorsqu'un liquide se transforme en gaz : c'est la vaporisation. Par exemple, si l'on chauffe de la glace, elle se transforme en eau liquide au-dessus de 0 °C, puis en vapeur d'eau au-dessus de 100 °C. La sublimation désigne le passage direct de l'état solide à l'état gazeux.

À l'inverse, si la température diminue, l'agitation des particules diminue elle aussi et les forces de cohésion parviennent à les retenir. Le passage d'un corps gazeux à l'état liquide ou solide est appelé condensation (le transformation de l'état gazeux à l'état liquide est aussi appelée liquéfaction). Enfin, la transformation inverse de la fusion, c'est-à-dire le passage de l'état liquide à l'état solide est la solidification. En reprenant l'exemple des changements d'état de l'eau, si l'on refroidit de la vapeur d'eau, elle se transforme en eau liquide au-dessous de 100 °C, puis en glace au-dessous de 0 °C.

La pression joue également un rôle important : de même que les forces de cohésion, elle tend à rapprocher les particules. C'est ainsi qu'à 4 000 m d'altitude, où la pression est plus faible, l'eau passe à l'état de vapeur dès 85 °C.

LES ATOMES ET LES MOLECULES

L'atome est le constituant de base de toute chose, le « grain » de matière élémentaire. Une molécule, quant à elle, est un assemblage ordonné, naturel ou artificiel, de différents atomes. Alors qu'il n'existe qu'un peu plus d'une centaine d'atomes différents, le nombre de molécules qui peuvent être assemblées semble infini.

Les molécules sont partout, de l'air que nous respirons aux objets que nous fabriquons, en passant bien sûr par les êtres vivants dont elles sont les « briques élémentaires ».

LES ATOMES ET LEURS STRUCTURES ÉLECTRONIQUES

Il est possible de comparer la structure d'un atome à celle du Système solaire : le noyau de l'atome se trouve au centre (comme le Soleil), tandis qu'à sa périphérie gravitent les électrons (comme les planètes). Chaque type d'atome (ou élément chimique) possède un nombre fixe d'électrons (et de protons) : c'est le nombre de charge ou numéro atomique (noté Z). L'atome d'hydrogène ne possède par exemple qu'un seul électron, tandis que l'atome d'oxygène en possède huit. En 2003, l'élément chimique le plus lourd est l'ununhexium (c'est un élément radioactif créé artificiellement dans des accélérateurs de particules), de numéro atomique 116 (soit 116 protons).

Les électrons d'un atome s'organisent par couches électroniques successives autour du noyau. Chaque couche électronique se situe à une certaine distance du noyau et ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons : 2 pour la première couche, 8 pour la deuxième, 18 pour la troisième… Les électrons se répartissent des couches les plus proches vers les plus éloignées du noyau.

Le tableau périodique des éléments (ou classification périodique des éléments) illustre cet agencement particulier des électrons de chaque élément : dans chaque case du tableau se trouve un élément chimique, dont on peut connaître le nombre de couches électroniques ainsi que le nombre d'électrons se trouvant sur la couche électronique la plus éloignée du noyau. Cette couche externe est appelée couche de valence.

LES MOLÉCULES ET LES LIAISONS CHIMIQUES

Les atomes ont une tendance naturelle à remplir leurs couches électroniques externes pour augmenter leur stabilité. Ainsi, ils sont souvent amenés à mettre en commun, avec d'autres atomes, certains des électrons (dits électrons de valence) de leurs couches externes. La mise en commun de deux électrons de valence entre deux atomes constitue une liaison forte appelée liaison de covalence : les deux atomes liés forment alors une molécule, c'est-à-dire un assemblage électriquement neutre d'atomes.

Selon sa structure électronique, un atome peut réaliser une ou plusieurs liaisons covalentes avec un ou plusieurs atomes. Ainsi la molécule d'eau, de formule chimique H_2O, est-elle constituée d'un atome d'oxygène (O) lié à deux atomes d'hydrogène (H) par deux liaisons covalentes simples. H_2O est une molécule triatomique, c'est-à-dire qu'elle est constituée de trois atomes.

Il existe également de très grosses molécules (naturelles ou artificielles) pouvant comporter des millions d'atomes : ce sont les macromolécules. La plupart d'entre elles sont synthétisées (fabriquées artificiellement) par l'industrie chimique, comme les plastiques (plexiglas, polyester, etc.) ou les textiles (Nylon, Tergal, etc.). En revanche, la molécule d'ADN est une macromolécule biologique, dont la longueur est proche du millimètre (pour l'ADN humain). C'est la molécule clé de toute forme de vie sur Terre : elle permet notamment de stocker et de transmettre l'information génétique au cœur des cellules de chaque être vivant.