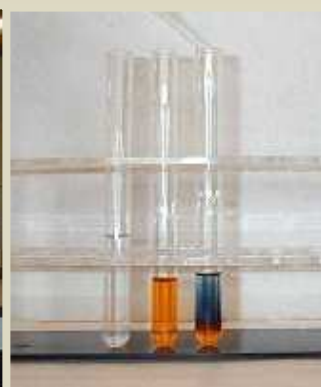
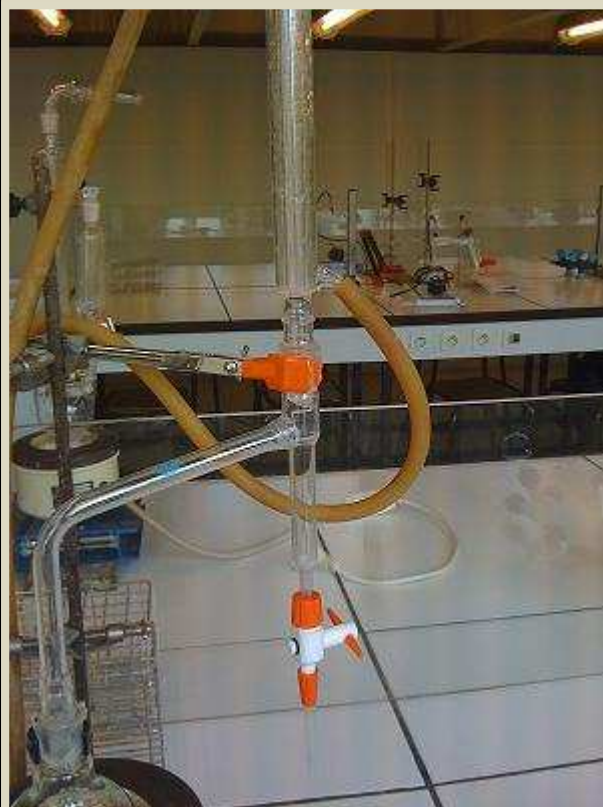


*Tome 2*

# Cours de Chimie 1ère D

**Annale de cours  
et d'exercices**

Proposé par KANGA Henri



## Avant-propos

Mon combat est celui d'une école d'apprentissage, d'éducation et de réussite. Cet objectif est du reste largement partagé par l'ensemble de tous les acteurs de l'école ivoirienne. En effet, l'école est une institution dispensatrice de savoir et de valeurs à même de consolider la société. C'est en cela qu'elle participe au développement de la société dont elle est l'émanation.

Mais cette quête n'est réalisable que si les acteurs et les partenaires de l'école ivoirienne croient en la vertu du courage et de l'effort, aussi bien au niveau de l'apprenant que de l'enseignant. Ne dit-on pas que: « l'effort fait des forts » ?

La tricherie est un fléau et donc un obstacle au développement de nos sociétés. Tricher, c'est se tromper soi-même et ne mène nulle part. Par conséquent la persévérance au travail, l'endurance face aux diverses difficultés et la patience de reprendre une année d'étude en vue de parfaire le niveau et les acquis, valeurs qui cultivées par l'apprenant, l'engagerait résolument sur la voie de la réussite.

Ce faisant, ce document contient des exercices qui le familiariseront avec le type d'épreuve auquel il sera soumis aux devoirs de classe. Il permet un entraînement rigoureux, un bilan partiel au terme des objectifs spécifiques se rapprochant, donc à une préparation optimale qui seule conduit aux bonnes performances, gage de la réussite. Chers collègues, aidez les élèves à s'exercer afin de tirer de ce document les atouts de leur réussite.

**NB** : Les exercices regroupés dans cet ouvrage proviennent de devoirs de classe, de niveau et de livres au programme en classe de seconde. Les démarches utilisées pour la résolution des exercices ne sont pas absolues. Pour améliorer le rendement des apprenants, toutes les remarques et suggestions sont les bienvenues.

KANGA Henri  
Professeur de Lycée

Progression première D

Année scolaire 2009 – 2010

	Sem	Physique	Chimie
Sept.	1	Prise de contact	Généralités sur les composés organiques
	2	Travail et puissance d'une force constante dans le cas d'un mouvement de translation	
Oct.	3	Théorème de l'énergie cinétique	Les alcanes
	4		
	5		
	6		
Nov.	7	Energie potentielle de pesanteur	Les alcènes et les alcynes
	8	Semaine tampon	
Déc.	9	Energie mécanique	Pétrole et gaz naturels
	10		Le benzène
	11	Le champ électrostatique	Quelques composés organiques oxygénés
	12		Ethanol
Janv.	13	Energie potentielle électrostatique	Estérification et hydrolyse des esters
	14	Puissance et énergie électriques	
	15	Semaine tampon	
	16	Puissance et énergie électriques	Les réactions d'oxydoréduction
17			
Févr.	18	Le condensateur	Classification des couples oxydo-réducteurs
	19		
Mars	20	L'amplificateur opérationnel	Couples d'oxydo-réducteurs en solution aqueuse. Dosage
	21		
	22		
	23		Semaine tampon
Avril	24	- L'optique géométrique - Réflexion, réfraction de la lumière blanche	Couples d'oxydo-réducteurs en solution aqueuse. Dosage
	25		Oxydoréduction par voie sèche
	26		
Mai	27	Les lentilles minces	Electrolyse
	28		
	29		
	30	Révision	Révision

U.P Sciences Physiques de SOUBRE

Je ne saurai écrire ce document sans faire un clin d'œil à mes collègues professeurs des Sciences physiques des Lycées modernes 1 et 2 de Soubré. Mes remerciements sont en particulier adressés au collègue Lobognon Ahouman Hubert pour m'avoir remis des documents de cours collectés sur le net. Merci cher collègue.

KANGA Henri

## Chimie organique

### Chapitre 1

#### Titre du cours : Généralités sur les composés organiques

#### Objectifs spécifiques

- Définir les composés organiques.
- Donner les caractéristiques des composés organiques
- Etablir la formule d'un composé organique.

#### Plan du cours

Voir cours

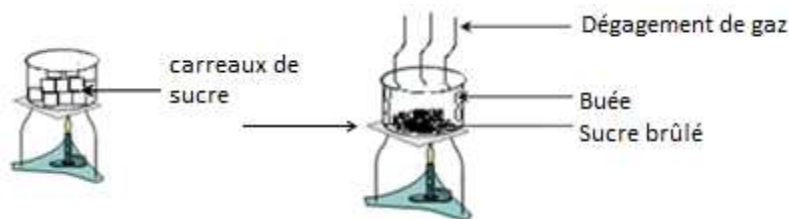
### Généralités sur les composés organiques

#### I - Mise en évidence de l'élément carbone

##### 1. La pyrolyse du sucre

La pyrolyse est décomposition chimique d'une substance sous l'action de la chaleur, dans une atmosphère réduite en oxygène.

##### 1.1. Expérience et observations



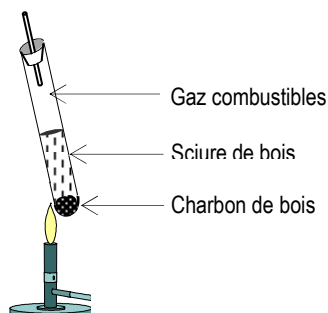
En chauffant du sucre dans un bécher, on observe un dégagement de gaz, une apparition de buée (eau) et un dépôt noir de charbon de sucre.

##### 1.2. Conclusion

Le sucre contient l'élément carbone.

##### 2. La pyrolyse du bois

##### 2.1. Expérience et observations



La sciure de bois disparaît progressivement et il se forme du charbon de bois au fond du tube à essai.

##### 2.2. Conclusion

Le bois contient l'élément carbone.

#### II – Analyse d'un composé organique

##### 1. Définition

Un composé organique est un composé dont la molécule est constituée d'atomes de carbone, d'hydrogène, d'oxygène, ...

##### Exemples

Les hydrocarbures ( $C_xH_y$ ), les composés oxygénés ( $C_xH_yO_z$ ), les composés azotés ( $C_xH_yO_zN_t$ ), ...

##### 2. Composition centésimale massique d'un composé organique A

La composition centésimale massique d'un composé organique A qui contient les éléments carbone, hydrogène et oxygène, est le pourcentage de ces éléments (carbone, hydrogène, oxygène), contenu dans le composé organique A.

	Carbone	Hydrogène	Oxygène
Pourcentage massique	$\% C = \frac{m_C}{m_A} \times 100$	$\% H = \frac{m_H}{m_A} \times 100$	$\% O = \frac{m_O}{m_A} \times 100$

### Application 1

10 g d'un composé organique A ( $C_xH_yO_z$ ) renferme 5,2g de carbone et 1,3g d'hydrogène.

1. Calculer la masse de l'élément oxygène.
2. En déduire la composition centésimale massique de A.

### Résolution de l'application 1

1. La masse de l'élément oxygène.  $m(O) = 100 - (5,2 + 1,3) = 3,5$  g.
2. La composition centésimale  
 $\% C = \frac{m_C}{m_A} \times 100 = 52$  ,  $\% H = \frac{m_H}{m_A} \times 100 = 13$  ,  $\% O = \frac{m_O}{m_A} \times 100 = 35$ .

### 3. Analyse élémentaire quantitative d'un composé organique A

#### Principe

- L'analyse élémentaire quantitative d'un composé organique A se fait essentiellement à partir de sa combustion dans le dioxygène. Cette réaction de combustion conduit au dioxyde de carbone ( $CO_2$ ) et de l'eau ( $H_2O$ ).
- Connaissant la masse des produits ( $CO_2$  et  $H_2O$ ), on détermine la masse des éléments carbone, hydrogène, oxygène, ... que contient le composé organique A.
- Enfin, l'on détermine la composition centésimale massique du composé organique A.

**Application 2** On donne en g/mol. C:12, H : 1 et O : 16.

La combustion de 10 g d'un composé organique A ( $C_xH_yO_z$ ) donne 19,2g de dioxyde de carbone et 11,7g d'eau. Détermine la composition massique du composé organique A.

### Résolution de l'application 2

Equation-bilan de la combustion de A :  $A + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

Composition massique du composé organique A.

Passage de l'élément carbone au dioxyde de carbone :  $C + O_2 \rightarrow CO_2$

La masse de carbone est  $m(C) = \frac{12}{44} \times m(CO_2) = 5,2$  g.

Passage de l'élément hydrogène l'eau :  $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$

La masse de l'hydrogène est  $m(H) = \frac{2}{18} \times m(H_2O) = 1,3$  g.

La masse de l'oxygène est  $m(O) = 3,5$  g.

### 4. Formule brute d'un composé organique A

On peut déterminer la formule brute d'un composé organique A si l'on connaît sa composition centésimale (ou sa masse molaire), ou sa densité.

Pour un composé organique A de formule brute  $C_xH_yO_z$  et de densité de vapeur d, on montre que :

$$\frac{12 \cdot x}{\% C} = \frac{1 \cdot y}{\% H} = \frac{16 \cdot z}{\% O} = \frac{M_A}{100} \text{ avec } M_A = 29 \cdot d.$$

**Application 3** On donne en g/mol. C:12, H : 1 et O : 16.

La combustion complète de 10g d'un alcool A donne 19,1g de dioxyde de carbone et 11,7g d'eau.

La molécule d'un alcool contient un seul atome d'oxygène. Déterminer :

1. Les masses de carbone, d'hydrogène et d'oxygène contenues dans le composé A. en déduire la composition centésimale de l'alcool A.

2. La masse molaire du composé A.
3. La formule brute du composé A.

### Résolution de l'application 3

1. Calcul de masses :

$$\text{La masse de carbone : } m(\text{C}) = \frac{12}{44} \times m(\text{CO}_2) = \frac{12}{44} \times 19,1 = 5,2\text{g} ;$$

$$\text{La masse d'hydrogène : } m(\text{H}) = \frac{2}{18} \times m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{2}{18} \times 11,7 = 1,3\text{g} ;$$

$$\text{La masse d'oxygène : } m(\text{O}) = 10 - (5,21 + 1,3) = 3,5\text{g}.$$

La composition centésimale de A.

$$\% \text{C} = 100 \times m(\text{C})/m(\text{A}) = (100 \times 5,21)/10 = 52$$

$$\% \text{H} = 100 \times m(\text{H})/m(\text{A}) = (100 \times 1,3)/10 = 13$$

$$\% \text{O} = 100 \times m(\text{O})/m(\text{A}) = (100 \times 3,49)/10 = 35$$

2. La masse molaire de A.

La formule brute est de la forme  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}$

$$M/100 = 16 \times \% \text{O} \Rightarrow M = 1600/\% \text{O} = 1600/35 = 45,71\text{g/mol}.$$

3. La formule brute  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}$ .

$$M/100 = 12x/\% \text{C} = y/\% \text{H}.$$

$$x = (45,71 \times 51)/1200 = 1,94 \approx 2 ; y = (45,71 \times 13)/100 = 5,91 \approx 6 ; \Rightarrow \text{C}_2\text{H}_6\text{O}.$$

### Travaux dirigés

Dans tous les exercices qui suivent, on prendra molaires en g/mol. C:12, H : 1 et O : 16

#### Exercice 1

1. 1,56g d'un hydrocarbure A brûle dans un excès de dioxygène en donnant 5,28g de dioxyde de carbone et 1,08g d'eau. Calculer la composition centésimale massique de A.
2. La densité de vapeur de A par rapport à l'air est  $d = 0,9$ . Déterminer la formule brute de A.

#### Exercice 2

La combustion complète de 10g d'un alcool A donne 19,1g de dioxyde de carbone et 11,7g d'eau. La molécule d'un alcool contient un seul atome d'oxygène. Déterminer :

1. Les masses de carbone, d'hydrogène et d'oxygène contenues dans le composé A.

En déduire la composition centésimale de l'alcool A.

2. La masse molaire du composé A.
3. La formule brute du composé A.

#### Exercice 3

La combustion complète de 0,358g d'un composé B formé de carbone, d'hydrogène et d'oxygène donne 0,851g de dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ) et 0,435g d'eau ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

Sa densité de vapeur par rapport à l'air est  $d = 2,55$ . Déterminer :

1. Les masses de carbone, d'hydrogène et d'oxygène contenues dans le composé B.
2. La composition centésimale du composé B.
3. La formule brute du composé B.

#### Exercice 4

Un composé organique contient en masse 85,7% de carbone et 14,3% d'hydrogène. Sa vapeur a pour densité par rapport à l'air  $d = 2,4$ . Déterminer sa formule brute.

Chapitre 2Titre du cours : Les alcanesObjectifs spécifiques

- Connaître la structure et la nomenclature des alcanes.
- Identifier la formule des alcanes.
- Connaître les propriétés chimiques des alcanes.
- Découvrir des exemples utilisés dans la vie courante.

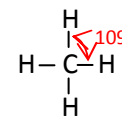
Plan du cours

Voir cours

Les alcanesI- Squelette carboné1- MéthaneFormule brute ;  $\text{CH}_4$ 

Formule développée ;

Chaque atome d'hydrogène est lié à l'atome de carbone par une liaison de covalence simple.

2- EthaneFormule brute ;  $\text{C}_2\text{H}_6$ Formule semi-développée ;  $\text{CH}_3\text{-CH}_3$ 

Chaque groupe groupement  $\text{-CH}_3$  peut tourner autour de l'axe de la liaison **C-C** (liaison carbone-carbone). On parle de libre rotation autour de la liaison **C-C**.

3- Formule générale

Les alcanes sont des hydrocarbures saturés (les liaisons entre les atomes de carbone et d'hydrogène sont simples), de formule générale  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$  (où  $n \in \mathbb{N}^*$ ). Tout atome de carbone de la molécule d'un alcane est **tétraédrique**.

II- Nomenclature1- Alcanes à chaînes linéaires

Le nom d'un alcane à chaîne linéaire se forme en associant un préfixe qui indique le nombre d'atomes de carbone de la chaîne carbonée, à la terminaison « **ane** », à l'exception des quatre premiers alcanes qui ont des usuels.

Formule brute	CH <sub>4</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>
Formule semi-développée		CH <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> -CH <sub>3</sub>
Nom	Méthane	Ethane	Propane	Butane	Pentane	Hexane

2- Groupe alkyle

C'est un groupe monovalent d'atomes obtenu en retirant un atome d'hydrogène à une molécule de l'alcane. Le nom d'un groupe alkyle est obtenu en remplaçant dans le nom de l'alcane correspondant, le suffixe « **ane** » par « **yle** ». La formule générale d'un groupe alkyle est  $\text{-C}_n\text{H}_{2n+1}$ .

Formule brute	-CH <sub>3</sub>	-C <sub>2</sub> H <sub>5</sub>	-C <sub>3</sub> H <sub>7</sub>	
Formule semi-développée		-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	-CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	-CH(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
Nom	Méthyle	Ethyle	Propyle	Méthyléthyle (ou isopropyle)

Formule brute	-C <sub>4</sub> H <sub>9</sub>			
Formule semi-développée	-CH(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	-CH(CH <sub>3</sub> )-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	-CH <sub>2</sub> -CH(CH <sub>3</sub> )-CH <sub>3</sub>	-C(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>
Nom	Butyle	1-méthylepropyle	2-méthylepropyle	1,1-diméthyléthyle

### 3- Alcanes à chaînes ramifiées

Le nom d'un alcane à chaîne ramifiée est constitué des noms des groupes alkyles (sans la voyelle « e ») précédé de leur indice de position et suivis du nom de l'alcane linéaire de même chaîne carbonée.

Formule semi-développée	CH <sub>3</sub> -CH(CH <sub>3</sub> )-CH <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> -CH(CH <sub>3</sub> )-CH(CH <sub>3</sub> )-C <sub>2</sub> H <sub>5</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> -CH(CH <sub>3</sub> )-CH(CH <sub>3</sub> )-C <sub>3</sub> H <sub>7</sub>	CH <sub>3</sub> -C(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>
Nom	2-méthylpropane	2,3-diméthylpentane	4-éthyl-3-méthylheptane	2,2-diméthylpropane

### 4- Isomérisation

Deux composés sont des isomères s'ils ont la même formule brute mais des formules semi-développées (ou développées) différentes.

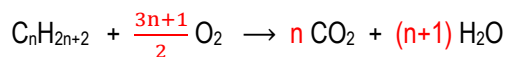
Formule brute	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	
Formule semi-développée	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> -CH(CH <sub>3</sub> )-CH <sub>3</sub>
Nom	Butane	2-méthylpropane

### 5- Les cycloalcanes

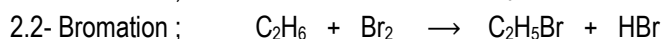
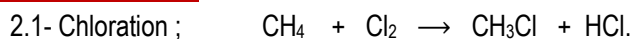
Les cycloalcanes ou cyclanes sont des dérivés des alcanes ayant un cycle dans la molécule.

## III- Propriétés chimiques

### 1- Réaction de combustion



### 2- Réaction de substitution



### 3- Rôle des alcanes et dérivés

Les alcanes et leurs dérivés sont utilisés comme des combustibles de chauffage, carburants, ...

### Application 1

On prendra molaires en g/mol. C:12, H : 1 et O : 16

Le pentane est un alcane qui possède cinq(05) atomes de carbone dans la molécule.

- Combien d'atomes d'hydrogène a-t-on dans la molécule du pentane.
- Ecrire la formule semi-développée et nommer tous les isomères possibles de cet alcane.
- La combustion complète de pentane dans le dioxygène produit du dioxyde de carbone et de l'eau. Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.

### Application 2

On prendra molaires en g/mol. C:12, H : 1 et O : 16

- Le pourcentage massique en carbone d'un alcane B est 82,75%.
  - Quel est la formule brute de l'alcane B ?
  - Écrire la formule semi-développée et nommer tous les isomères possibles de cet alcane.
- La combustion complète de 18g d'un alcane C donne 27g d'eau. Quel est la formule brute de l'alcane C ?

### Travaux dirigés

Dans tous les exercices qui suivent, on prendra molaires en g/mol. C:12, H: 1 et O: 16

#### Exercice 1

Un mélange de 30mL d'éthane et de propane fournit, après combustion complète, 80mL de dioxyde de carbone dans les conditions normales de température et de pression.

1. Ecrire les équations-bilans correspondant à la combustion de chaque alcane.
2. Quelle est la composition du mélange gazeux ?
3. Quel est le volume de dioxygène nécessaire à cette combustion ?

#### Exercice 2

1. La densité d'un alcane par rapport à l'air est égale à 2. Déterminer :

- 1.1. Sa formule brute.
- 1.2. Les formules semi-développées et les noms de ses isomères.
2. La combustion complète de 3,6g d'un alcane A donne 11g de dioxyde de carbone.
  - 2.1. Donner la formule brute de cet alcane.
  - 2.2. Écrire les formules semi-développées et le nom de tous les alcanes qui obéissent à cette formule brute.
  - 2.3. Sachant que sa monochloration ne donne qu'un seul produit, identifier cet alcane.

#### Exercice 3

1. Ecrire les formules semi-développées des alcanes de formule brute  $C_4H_{10}$ .
2. On fait réagir un de ces isomères avec le dichlore en présence de lumière. On obtient 2 produits monochlorés différents.
  - 2.1. Quel type de réaction se produit-il ? Donner son nom. Quel est le rôle de la lumière ?
  - 2.2. Écrire l'équation-bilan de cette réaction et nommer les produits obtenus.
  - 2.3. Quel isomère a-t-on utilisé ?

#### Exercice 4

On introduit dans un eudiomètre (tube retourné sur une cuve à mercure) 60cm<sup>3</sup> de dioxygène et 10cm<sup>3</sup> d'un hydrocarbure gazeux :  $C_xH_y$ . Après le passage d'une étincelle et refroidissement, il reste 40cm<sup>3</sup> d'un mélange gazeux dont 30cm<sup>3</sup> sont absorbables par la potasse et 10cm<sup>3</sup> par le phosphore.

1. Sachant que tous les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions, déterminer les coefficients x et y.
2. Ecrire la formule brute de l'hydrocarbure et nommer-le.

**Indication** : la potasse absorbe le dioxyde de carbone et le phosphore fixe le dioxygène.

#### Exercice 3

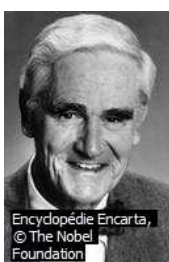
La combustion complète de 2,9 g d'un hydrocarbure A de formule  $C_xH_y$ , nécessite exactement 10,4g de dioxygène, et fournit de l'eau et 8,8g de dioxyde de carbone.

1. Ecrire l'équation-bilan de la combustion.
2. Déterminer la masse d'eau formée
3. Calculer les quantités de matière d'eau et de dioxyde de carbone mises en jeu dans cette réaction. En déduire le rapport  $\frac{x}{y}$ .
4. La masse molaire de l'hydrocarbure étudié est de 58 g.mol<sup>-1</sup> ; en déduire sa formule brute.
5. Donner la formule développée et le nom des isomères de A.

### Exercice 4

- 1 - La combustion d'un composé A donne uniquement du dioxyde de carbone et de l'eau. Que peut-on déduire quand a la nature de A ?
- 2 - En partant de 7,2g de A, on obtient 22g de  $\text{CO}_2$  et 10,8g d'eau. Sachant que A est un alcane, écrire l'équation générale de sa combustion puis établit la formule brute de A.
- 3 - Donner les isomères de chaînes de cet hydrocarbure.
- 4 - Ecrire l'équation bilan de monochloration de A en présence de lumière.
- 5 - L'analyse des dérivés monochlorés de A montre qu'il n'existe qu'un seul produit. En déduire l'isomère correspondant à A.

### Un peu d'histoire de la science



Encyclopédie Encarta,  
© The Nobel  
Foundation

**Cram, Donald James** (1919-2001), organicien américain, colauréat du prix Nobel de chimie en 1987 pour sa contribution au développement de la chimie supramoléculaire. Né à Chester (Vermont), Donald James Cram obtient son doctorat à l'université Harvard en 1947. À partir de 1958, il enseigne la chimie à l'université de Californie de Los Angeles (UCLA). Il y obtient, en 1985, la chaire Saul Winstein en tant que professeur de chimie organique.

Chapitre 3Titre du cours : **Les alcènes et alcynes****Objectifs spécifiques**

- Connaître la structure et la nomenclature des composés insaturés.
- Identifier la formule de l'alcène et de l'alcyne.
- Connaître les propriétés chimiques des composés insaturés.
- Découvrir quelques applications pratiques.

**Plan du cours**

Voir cours

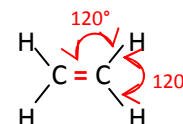
**Alcènes et alcynes****I- Les alcènes****1- Structure des alcènes****1.1- Ethylène**

L'hydrocarbure le plus simple ayant une double liaison entre deux atomes de carbone est l'éthylène (ou éthène).

Formule brute ;  $C_2H_4$ 

Formule développée ;

Chaque atome de carbone est trigonal.

La libre rotation autour de la liaison **C=C** est impossible.**1.2- Définition**

Tout hydrocarbure qui possède une double liaison entre deux atomes de carbone est un **alcène**. La molécule d'un alcène est insaturée et plane.

**1.3- Formule générale**

La formule générale des alcènes non cycliques est  $C_nH_{2n}$  (où  $n \geq 2$  et  $n \in \mathbb{N}$ ).

**2- Nomenclature**

Le nom d'un alcène dérive de celui de l'alcane correspondant en indiquant l'indice de position qui est le numéro du 1<sup>er</sup> atome de carbone rencontré dans la double liaison.

Le suffixe « **ane** » de l'alcane est remplacé par « **ène** » précédé de son indice de position dans la chaîne principale.

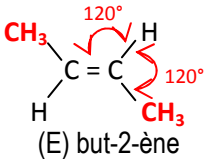
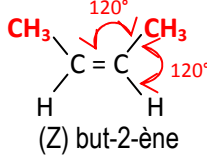
Formule semi-développée	$CH_2=CH-CH_3$	$CH_2=CH-CH_2-CH_3$	$CH_3-CH=CH-CH_3$	$CH_2=C(CH_3)-CH_3$
Nom	Propène	But-1-ène	But-2-ène	2-méthylpropène

**3- Isomérisation****3.1- Isomère de position et isomère de chaîne**

Formule brute du composé	Isomère de position	Nom	Isomère de chaîne	Nom
$C_4H_8$	$CH_2=CH-CH_2-CH_3$	But-1-ène	$CH_2=CH-CH_2-CH_3$ (ou $CH_3-CH=CH-CH_3$ )	But-1-ène (ou but-2-ène)
	$CH_3-CH=CH-CH_3$	But-2-ène	$CH_2=C(CH_3)-CH_3$	2-méthylpropène

### 3.1- Isomère Z-E

L'isomérisation Z-E concerne la disposition spatiale des groupes alkyles par rapport à l'axe de la double liaison C=C.

Disposition des groupes alkyles	Isomérisation	Composé	Représentation
Les groupes alkyles sont de part et d'autre de l'axe de la liaison C=C.	Isomère E	C <sub>4</sub> H <sub>8</sub>	 (E) but-2-ène
Les groupes alkyles sont du même côté l'axe de la liaison C=C.	Isomère Z		 (Z) but-2-ène

## II- Les alcynes

### 1- Structure des alcynes

#### 1.1- Acétylène

L'hydrocarbure le plus simple ayant une triple liaison entre deux atomes de carbone est l'acétylène.

Formule brute ; C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>

Formule développée ; H-C ≡ C-H

Chaque atome de carbone est digonal. La molécule est linéaire.

#### 1.2- Définition

Tout hydrocarbure qui possède une triple liaison entre deux atomes de carbone est un **alcyne**. La molécule d'un alcyne est insaturée.

#### 1.3- Formule générale

La formule générale des alcynes non cycliques est C<sub>n</sub>H<sub>2n-2</sub> (où n ≥ 2 et n ∈ N).

### 2- Nomenclature

Le nom d'un alcyne dérive de celui de l'alcène correspondant. Le suffixe « **ène** » de l'alcène est remplacé par « **yne** ».

Formule semi-développée	CH ≡ C-CH <sub>3</sub>	CH ≡ C-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> -C ≡ C-CH <sub>3</sub>	CH ≡ C-CH(CH <sub>3</sub> )-CH <sub>3</sub>
Nom	Propyne	But-1-yne	But-2-yne	3-méthylbut-1-yne

### 3- Isomère de position et isomère de chaîne

Formule brute du composé	Isomère de position	Nom	Isomère de chaîne	Nom
C <sub>5</sub> H <sub>8</sub>	CH ≡ C-CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	Pent-1-yne	CH ≡ C-CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub> (ou CH <sub>3</sub> -C ≡ C-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub> )	Pent-1-ène (ou pent-2-ène)
	CH <sub>3</sub> -C ≡ C-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	Pent-2-yne	CH ≡ C-CH(CH <sub>3</sub> )-CH <sub>3</sub>	3-méthylbut-1-yne

## III- Propriétés chimiques des alcènes et alcynes

### 1- Réaction de combustion

Types de réaction	Equation-bilan	Exemples
Combustion des alcènes	$C_nH_{2n} + \frac{3n}{2} O_2 \rightarrow n CO_2 + n H_2O$	$C_2H_4 + 3 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 2 H_2O$
Combustion des alcynes	$C_nH_{2n-2} + \frac{3n-1}{2} O_2 \rightarrow n CO_2 + (n-1) H_2O$	$C_2H_2 + \frac{5}{2} O_2 \rightarrow 2 CO_2 + H_2O$

**2- Réaction d'addition**

Types de réaction	Equation-bilan	Exemples
Hydratation des alcènes symétriques	$C_nH_{2n} + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} C_nH_{2n+1}OH$ L'hydratation d'un alcène symétrique conduit à un <b>alcool</b>	$C_2H_4 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} C_2H_5OH$
Hydratation des alcènes dissymétriques	$R-CH=CH_2 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} \begin{cases} R-CH(OH)-CH_3 & (1) \\ R-CH_2-CH_2-OH & (2) \end{cases}$ L'hydratation d'un alcène dissymétrique conduit à deux <b>alcools</b> (1) et (2), dont l'alcool (1) est majoritaire.	$CH_3-CH=CH_2 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} \begin{cases} CH_3-CH(OH)-CH_3 & (1) \\ CH_3-CH_2-CH_2-OH & (2) \end{cases}$ L'alcool (1) est majoritaire. L'alcool (2) est minoritaire.
Hydratation des alcynes	1. Alcynes ayant la triple liaison en bout de chaîne $R-C \equiv CH + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4/Hg^{2+}} R-CH_2-CH=O$ 2. Alcynes n'ayant pas la triple liaison en bout de chaîne $R-C \equiv C-R' + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4/Hg^{2+}} R-CH_2-CO-R'$	$CH_3-C \equiv CH + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4/Hg^{2+}} CH_3-CH_2-CH=O$ $CH_3-CH_2-C \equiv C-CH_3 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4/Hg^{2+}} CH_3-CH_2-CH_2-CO-CH_3$
Hydrogénation des alcènes	$C_nH_{2n} + H_2 \xrightarrow{Pt/Ni} C_nH_{2n+2}$ L'hydrogénation d'un alcène conduit à un <b>alcane</b>	$CH_3-CH=CH_2 + H_2 \xrightarrow{Pt/Ni} CH_3-CH_2-CH_3$
Hydrogénation des alcynes	$R-C \equiv CH + H_2 \xrightarrow{Pt/Ni} R-CH=CH_2$	$CH_3-C \equiv CH + H_2 \xrightarrow{Pt/Ni} CH_3-CH=CH_2$
Addition de HCl sur des alcènes	$R-CH=CH_2 + HCl \rightarrow R-CH(Cl)-CH_3$	$CH_3-CH=CH_2 + HCl \rightarrow CH_3-CH(Cl)-CH_3$
Addition de HCl sur des alcynes	$R-C \equiv CH + HCl \rightarrow R-C(Cl)=CH_2$	$CH_3-C \equiv CH + HCl \rightarrow CH_3-C(Cl)=CH_2$

**Remarque**

Au cours d'une réaction d'addition de chlorure d'hydrogène sur une molécule d'alcène ou d'alcyne, l'atome d'hydrogène se fixe sur l'atome de carbone le plus hydrogéné.

**Application 1**

Un hydrocarbure de la famille des alcynes contient en masse 9 fois plus de carbone que d'hydrogène.

- Déterminer sa formule brute et son nom.
- On réalise une hydrogénation complète de 20cm<sup>3</sup> de cet hydrocarbure dans les conditions normales.
  - Ecrire l'équation-bilan de la réaction
  - Donner la formule semi-développée du composé saturé puis calculer sa masse.

**Résolution de l'application 1**

1. la formule brute

La formule générale des alcynes est C<sub>n</sub>H<sub>2n-2</sub> donc m(C)/m(H) = 9

⇒ 12n/(2n-2) = 9 et n = 3 et la formule brute est C<sub>3</sub>H<sub>4</sub> nom : le propyne.

2.1. Equation-bilan de la réaction ;  $C_3H_4 + 2H_2 \xrightarrow{Ni \text{ ou } Pt} C_3H_8$

2.2. Le produit obtenu est le propane ; CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>

La masse de propane ;  $m = n \times M = \frac{V}{V_0} \cdot M = (20/22,4) \times (12 \times 3 + 8) = 39,28g$

**Application 2**

On donne en g/mol : M(C) = 12 ; M(Br) = 80 et M(H) = 1.

Un hydrocarbure A contient 85,71% en masse de carbone.

1. A quelle famille appartient A sachant que sa chaîne carbonée est ouverte ?

2. A l'obscurité, A réagit mole à mole avec le dibrome.

Le composé B obtenu contient 74% en masse de dibrome.

2.1. Quelle est la masse molaire du produit B obtenu ?

2.2. En déduire la masse molaire et la formule brute de l'hydrocarbure A.

3. Donner toutes les formules semi-développées possibles de A. Nommer les.

4. On désire connaître l'hydrocarbure A.

Pour y parvenir, on procède à l'hydratation de l'hydrocarbure A en milieu acide sulfurique. On obtient majoritairement à l'alcool C, alors que l'hydratation des isomères de l'hydrocarbure A en milieu acide sulfurique, donne majoritairement l'alcool D, isomère de l'alcool C.

- 4.1. Ecrire l'équation-bilan de l'hydratation de tous les composés compatibles à la formule brute de A.  
 4.2. Identifier (formules semi-développée et nom) les composés A, B, C et D.

### **Application 3**

Un hydrocarbure A contient 85,71% en masse de carbone.

1. A quelle famille appartient A sachant que sa chaîne carbonée est ouverte ?
2. A l'obscurité, A réagit mole à mole avec le dibrome.

Le composé B obtenu contient 74% en masse de brome.

- 2.1. Calculer la masse molaire de A et déterminer sa formule brute.
- 2.2. En déduire la formule brute de B.

### **Résolution de l'application 3**

1. La famille de A :  $C_xH_y$ .

$\%H = 100 - 85,7 = 14,29$  et  $12x/y = 85,71/14,29 = 6$ .  $\Rightarrow y = 2x$  donc A est un alcène.

2.1. La masse molaire de A.

Equation-bilan de la réaction ;  $C_xH_{2x} + Br_2 \rightarrow C_xH_{2x}Br_2$ .

De l'équation-bilan, on a :  $m(B)/M(B) = m(Br_2)/M(Br_2)$  or  $M(B) = M(A) + M(Br_2)$

$\Rightarrow m(B)/m(Br_2) = [M(A) + M(Br_2)]/M(Br_2)$

donc  $M(A) = M(Br_2)[(100/74) - 1] = 2 \times 80x[(100/74) - 1] = 56,21g/mol$ .

La formule brute de A.  $M(A) = 14x = 56 \Rightarrow x = 4$  donc  $C_4H_8$ .

2.2. La formule brute de B est  $C_4H_8Br_2$ .

### **Application 4** : Alcènes et alcynes

I- L'hydratation en milieu acide de 2,8g d'un alcène A donne 3,7g d'un composé B.

1. Donner la nature de B.
2. Ecrire la formule brute de A
3. En déduire les isomères de A. nommer-les.
4. A est un alcène à chaîne ramifiée.
  - 4.1. Donner son nom.
  - 4.2. Ecrire l'équation de l'hydratation de A en milieu acide sulfurique.

II- C est un alcyne symétrique de même chaîne carbonée que l'isomère non ramifiée de A.

1. Donner la formule semi-développée de C. Nommer-le.
2. D est l'unique isomère de C. Donner sa formule semi-développée et son nom.
3. L'hydratation de C en présence de mercure/nickel donne  $C_1$ . Celle de D donne  $D_1$ .  
Ecrire la formule semi-développée de  $C_1$  et celle de  $D_1$ .

### **Application 5**

L'addition du dichlore sur un alcène donne un composé contenant en masse 62,5% de chlore.

1. Déterminer la formule brute de cet alcène.
2. L'hydratation de cet alcène donne un composé A, et l'addition de chlorure d'hydrogène sur le même alcène donne un composé B.

Déterminer la formule semi-développée et le nom des composés A et B.

3. L'alcène utilisé a été obtenu par hydrogénation en présence de palladium d'un composé C.

- 3.1. A quelle famille des hydrocarbures appartient le composé C ?
- 3.2. Déterminer sa formule semi-développée et son nom.
4. L'hydratation du composé C en présence de sulfate de mercure et d'acide sulfurique donne un composé D.
  - 4.1. A quelle famille appartient le composé D ?
  - 4.2. Donner la formule semi-développée du composé D.

### 3- Réaction de polymérisation

#### 3.1- Définition

La polymérisation est l'addition les unes aux autres de petites molécules insaturées appelées des **monomères** (ou des **motifs**). Cet enchainement conduit à des grosses molécules appelées **polymères** qui sont des constituants principaux dans la synthèse des matières plastiques.

#### 3.2- Quelques application de la polymérisation

Motif (ou monomère)	Equation-bilan	Nom	Rôle
$-(\text{CH}_2-\text{CH}_2)-$	$n (\text{CH}_2=\text{CH}_2) \rightarrow -(\text{CH}_2-\text{CH}_2)_n-$ pour $n = 2$ $2 (\text{CH}_2=\text{CH}_2) \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\   \quad   \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \end{array}$	Polyéthylène	Le polyéthylène est utilisé dans la fabrication des sachets d'emballages, isolants électriques, ...
$-(\text{CH}_2-(\text{Cl})\text{CH})-$	$n (\text{CH}_2=\text{CH}-\text{Cl}) \rightarrow -(\text{CH}_2-(\text{Cl})\text{CH})_n-$	Polychlorure de vinyle (PVC)	Le polychlorure de vinyle est utilisé dans la fabrication des tuyaux, ...
$-(\text{CH}(\text{C}_6\text{H}_5)-\text{CH}_2)-$	$n (\text{CH}(\text{C}_6\text{H}_5)=\text{CH}_2) \rightarrow -(\text{CH}(\text{C}_6\text{H}_5)-\text{CH}_2)_n-$	Polystyrène	Le polystyrène est utilisé dans la protection des matériaux fragiles, ...

#### Travaux dirigés

Dans tous les exercices qui suivent, on prendra molaires en g/mol. C:12, H : 1, O : 16, Br : 80.

#### Exercice 1

Un hydrocarbure A réagit très rapidement mole à mole avec le dibrome.

Le produit B obtenu contient 74% en masse de brome.

1. préciser la nature du composé A.
  2. Quelle est la masse molaire et la formule brute de A.
  3. En déduire la masse molaire et la formule brute du produit B obtenu ?
  4. Donner toutes les formules semi-développées possibles de A.
  5. L'hydratation de l'hydrocarbure A conduit majoritairement à l'alcool C, alors que l'hydratation des isomères de A donne majoritairement l'alcool D, isomère de C.
- Donner les formules semi-développées et le nom de A, B, C et D.

#### Exercice 2

Une masse de 4,2g d'un alcène A décolore de l'eau de brome. On obtient 16,2g de dérivé bromé.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction. Donner le nom de cette réaction.
  2. Déterminera la formule brute de A.
- En déduire les formules semi-développées des isomères de A et les nommer.
3. Quel volume d'hydrogène serait-il nécessaire pour réaliser l'hydrogénation de 12,6g de A dans les conditions normales de température et de pression ?
  4. Sachant que l'hydratation de A conduit un alcool unique B, donner la formule semi-développée et le nom des composés A et B.

**Exercice 3**

On mélange un alcane A, un alcène B et du dihydrogène dans les conditions normales de température et de pression. Les composés A et B possèdent le même nombre d'atomes de carbone.

Réaction 1. La combustion de 50cm<sup>3</sup> du mélange produit 105cm<sup>3</sup> de dioxyde de carbone.

Réaction 2. Si l'on fait passer 50cm<sup>3</sup> du mélange sur du nickel, on obtient 35cm<sup>3</sup> d'un gaz unique.

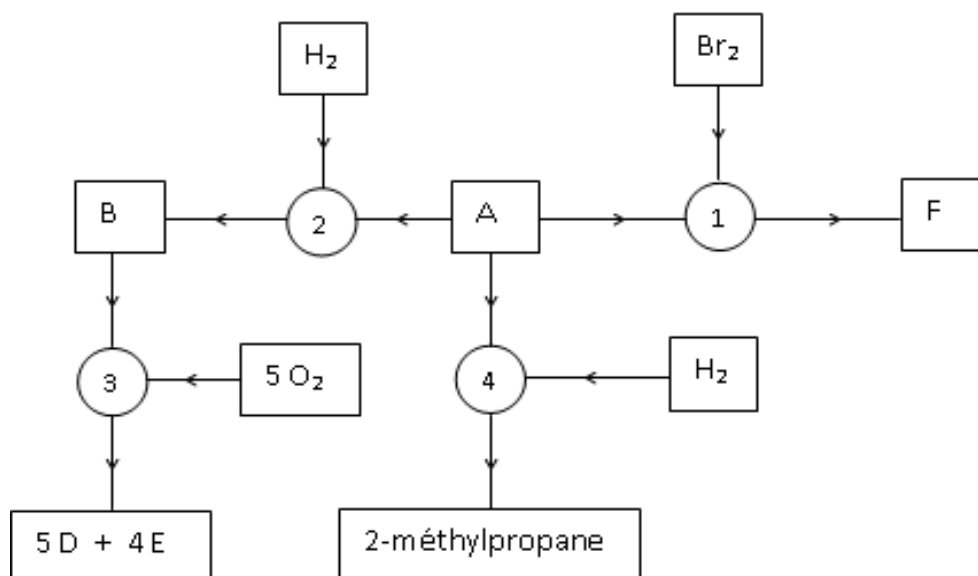
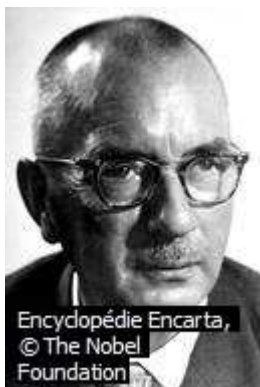
1. Donner le nom de la réaction 2
2. Ecrire l'équation-bilan de la combustion de A et de B.
3. Identifier A et B.
4. Calculer le volume de dihydrogène présent dans le mélange.

**Exercice 4**

L'organigramme ci-dessous représente une série de réactions chimiques.

Les flèches partent des réactifs et aboutissent aux produits.

1. Ecrire la formule semi-développée du 2-méthylpropène.
2. identifier (formule semi-développée et nom) les composés A, B, D, E et F.
3. nommer les réactions 1, 2, 3 et 4.

**Un peu d'histoire de la science**

**Ziegler, Karl Waldemar** (1898-1973), chimiste allemand et prix Nobel, connu pour la mise au point d'un procédé de fabrication à basse pression des polyéthylènes. Il fit ses études à l'université de Marburg et enseigna aux universités de Marburg, de Heidelberg et de Halle-Saale. En 1943, il fut nommé directeur des recherches sur la houille à l'institut Max-Planck (autrefois Kaiser Wilhelm Institut). En 1963, Ziegler partagea le prix Nobel de chimie avec le chimiste italien Giulio Natta. Les deux hommes furent récompensés pour leurs études sur les matières plastiques et sur d'autres composants synthétiques d'importance commerciale. Ziegler mit au point les catalyseurs qui contribuèrent à la fabrication de matières plastiques homogènes, solides, dures et réfractaires (« catalyseurs Ziegler-Natta »).

## Chapitre 4

### Titre du cours : Pétrole et gaz naturels

#### **Objectifs spécifiques**

- Connaitre les opérations de l'industrie du pétrole et des gaz.
- Connaitre l'indice d'octane d'une essence.

### **Pétrole et gaz naturels**

#### **A faire en exposé**

##### Plan détaillé de l'exposé

#### **Généralités**

#### **I - Formation et structure du pétrole et des gaz naturels**

1. Formation du pétrole et des gaz naturels
2. Structure du pétrole et des gaz naturels

#### **II - L'industrie du pétrole et des gaz naturels**

1. L'extraction du pétrole et des gaz naturels
2. La distillation du pétrole
3. Le craquage catalytique
4. Transport du pétrole et des gaz naturels
5. Production mondiale de pétrole et des gaz naturels

#### **III- Utilité du pétrole et des gaz naturels**

1. Utilité du pétrole
2. Utilité des gaz naturels

#### **IV – Pollutions écologiques du pétrole et les gaz naturels**

#### **Conclusion**

#### **Généralités**

L'extraction du pétrole et les gaz naturels a commencé dans les années 1859 en Pennsylvanie (USA). Ces ressources constituent de nos jours les matières premières énergétiques les plus utilisées.

Le pétrole est un mélange complexe d'hydrocarbures de familles différentes et associées à des composés oxygénés, azotés et sulfurés. L'exploitation de cette énergie fossile est l'un des piliers de l'économie mondiale parce que le carburant liquide est produit essentiellement du pétrole.

Les gaz naturels sont également un mélange d'hydrocarbures, essentiellement du méthane (à 90%), du diazote, du dioxyde de carbone, du sulfure d'hydrogène,... Les gaz naturels sont incolores, inodores, insipides et plus légers que l'air.

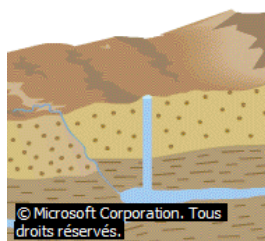
#### **I - Formation et structure du pétrole et des gaz naturels**

##### **1. Formation du pétrole et des gaz naturels**

Le pétrole se forme sous la terre, dans les roches sédimentaires, à la suite d'accumulation suivi de la décomposition lentes de divers organismes terrestres et marins. La formation des gaz naturels est très similaire à celle du pétrole.

En effet, des organismes végétaux et animaux se déposant lentement et progressivement au fond des mers, s'incorporent au fil des années aux roches sédimentaires pour constituer la roche mère.

Recouvert sans cesse de nouveau dépôt et sous l'action conjuguée de la température et de la pression des couches terrestres appelée **gradient géothermique**, ces organismes fusionnent à haute température pour donner naissance à des gaz combustibles appelés gaz naturels ou à des liquides emprisonnés dans les roches-mères appelé le pétrole.



### Formation des roches sédimentaires

Les roches sédimentaires résultent du compactage, de la cimentation et de la déshydratation des particules déposées, millénaire après millénaire, au fond des océans. Les différences de couleur et de composition témoignent de la variété des milieux de sédimentation (nature des particules et rythme de leur dépôt). Les roches sédimentaires, les calcaires notamment, contiennent parfois des fossiles de taille variable. Elles se forment également par évaporation de l'eau et précipitation des sels contenus dans les solutions.

## 2. Structure du pétrole et des gaz naturels

Il est possible de distinguer le pétrole en fonction de son origine et de sa composition chimique.

La densité, la fluidité, la teneur en soufre et autres impuretés. La proportion en différentes classes des hydrocarbures d'un gisement de pétrole diffère d'un autre. D'une manière générale, il existe trois principaux types de pétrole découvert de nos jours :

- pétrole à prédominance paraffinique : les hydrocarbures linéaires sont les plus abondants,
- pétrole à prédominance naphthénique : les hydrocarbures à cycles saturés sont les plus abondants,
- pétrole à prédominance aromatique : les hydrocarbures à cycles insaturés sont les plus abondants.

Il existe également plusieurs types de gaz naturels découvert dans les gisements exploités de nos jours. La différence essentielle entre ces gaz réside dans la teneur en méthane et les autres composés azotés, oxygénés et sulfurés qu'ils contiennent.

## II – L'industrie du pétrole et des gaz naturels

### 1. L'extraction du pétrole et des gaz naturels

Le pétrole brut et les gaz naturels étant très souvent présents dans les mêmes gisements, ils sont extraits simultanément. Lorsque les gisements sont situés sur la terre ferme, on parle de gisement on-shore. Pour les gisements situés en pleine mer ou dans les cours d'eau, on parle de gisement off-shore (voir image ci-contre).

Après la prospection, l'extraction et l'acheminement dans les unités de raffinage, intervient la phase industrielle.



#### Puits de pétrole (Tunisie)

La production d'hydrocarbures de la Tunisie reste à un niveau assez faible par rapport à ses voisins. Cependant, les réserves de pétrole atteignent 57 millions de t et de nouveaux gisements ont récemment été exploités.



#### Extraction de pétrole (Azerbaïdjan)

Plate-forme pétrolière au large de la mer Caspienne. Cette mer intérieure recèle d'importants gisements d'hydrocarbures qui constituent la principale richesse de l'Azerbaïdjan et la base de son économie.

## 2. La distillation du pétrole



Pour traiter le pétrole brut extrait des gisements, on le fait chauffer pour provoquer son évaporation successive : on parle de distillation fractionnée du pétrole ou de raffinage du pétrole. En effet le raffinage consiste tout simplement à séparer les constituants du pétrole brut à partir des hydrocarbures légers qui s'évaporent plus rapidement aux hydrocarbures lourds et moins volatils. Ce procédé permet de maximiser la production des couples les plus profitables

(couple essence-gasoil) et de rendre les carburants plus propres à l'emploi (moins de soufre, de particules et de métaux lourds, ...).

## 3. Le craquage catalytique

Le but de cette opération est de casser des molécules à longue chaîne pour obtenir des molécules à chaîne plus courte. L'opération a lieu vers 450°C, à pression atmosphérique, sur de grosses molécules d'alcanes en présence d'un catalyseur. On obtient des alcanes plus légers, principalement :

- des essences à forts indices d'octane,
- des gaz : méthane, éthane, propane et butane,
- des alcènes,
- du gazole, du fioul.

## 4. Transport du pétrole et des gaz naturels

Pour transporter les gaz naturels et pétrole des gisements vers les lieux de consommation, les gazoducs et les oléoducs sont les moyens les plus courants. Une partie des gaz naturels consommée dans nos ménages est souvent transportée liquide à environ -162°C à la pression atmosphérique. On parle de gaz naturel liquéfié (GNL).



### Oléoduc en Alaska

Cet oléoduc de 1 270 km de long relie la côte arctique à la côte occidentale de l'Alaska et transporte 2 millions de barils de pétrole par jour.

## 5 - Production mondiale de pétrole et des gaz naturels

Années	1900	1920	1930	1950	1960
Production mondiale (en millions tonnes)	20	100	200	300	1.000

## III- Utilité du pétrole et des gaz naturels

### 1. Utilité du pétrole

On utilise le pétrole comme la principale matière première dans l'industrie chimique et dans la production du carburant des moteurs et engins. Les dérivés du pétrole sont utilisés dans la fabrication des médicaments, des productions agrochimiques, de matières plastiques, de matériaux de construction, de fibres synthétiques, de détergents, de caoutchouc, ...

En somme, le développement industriel de notre ère dépend de l'essor du pétrole et de ses dérivés qui constituent la principale source d'énergie mondiale.

### 2. Utilité des gaz naturels

Les gaz naturels constituent la principale source de chauffage dans nos ménages. Ils interviennent également dans la fabrication de matières plastiques et de médicaments pharmaceutiques.

#### **IV – Pollutions écologiques du pétrole et les gaz naturels**

Le mauvais transport du pétrole et des gaz naturels en quantité massive dans les tankers des pétroliers (navires qui transportent des hydrocarbures) entraîne souvent des explosions et la pollution des océans (marrée noire), entraînant parfois de conséquences écologiques sur l'écosystème marin.

L'incendie des puits de pétrole et de gaz naturels lors des conflits politiques, ethniques, tribaux, ... pollue l'atmosphère et conduit au réchauffement de la planète.

#### **Conclusion**

Au terme de notre exposé, nous pouvons dire que le pétrole et les gaz naturels proviennent essentiellement des roches sédimentaires.

Le pétrole et les gaz naturels sont d'une importance capitale dans l'économie mondiale vue leurs nombreuses applications variées.

Toutefois, ils constituent une menace pour l'environnement à cause de leur pollution massive de l'atmosphère.

#### **Un peu d'histoire de la science**

**Drake, Edwin** (1819-1880), ingénieur américain, réputé avoir foré le premier puits de pétrole productif aux États-Unis.

Né à Greenville (État de New York), il occupe divers emplois dans sa jeunesse : conducteur de trains, employé dans la marine à vapeur ou l'hôtellerie, entre autres. Son intérêt pour l'extraction pétrolière débute lorsqu'il prend une participation de 200 dollars dans le capital de la Pennsylvania Rock Oil Company, constituée en 1854 pour l'exploitation de ressources pétrolières en Pennsylvanie.

À l'époque, l'huile minérale est souvent utilisée pour les propriétés médicinales qu'on lui prête. On se contente de la recueillir aux endroits où elle affleure. C'est la méthode qu'utilise la Pennsylvania Rock Oil Company, mais Drake est persuadé qu'on peut l'obtenir en bien plus grandes quantités en forant des puits. Il étudie ce procédé, alors employé pour l'exploitation d'eaux salées souterraines, et s'installe à Titusville, en Pennsylvanie. Drake loue les terrains qui lui paraissent le plus à même d'abriter des gisements. Il travaille pendant des mois pour réunir l'équipe et le matériel nécessaires, tout en essuyant les moqueries de la population locale, qui surnomme son projet la « folie de Drake ». Les opérations de forage commencent en juin 1859. Drake améliore le procédé en insérant dans le sous-sol un dispositif de tubage, destiné à protéger le trépan du sable et de l'argile et à éviter les infiltrations d'eau dans le puits. Après des semaines de forage, il atteint la couche de pétrole à une profondeur de 21 m. Le rendement de son exploitation s'élève, au départ, à 40 barils par jour.

Peu doué pour les affaires, Drake ne protège ses techniques de forage par aucun brevet, et perd son capital en l'investissant dans des opérations pétrolières malheureuses. Pendant les dernières années de son existence, il survit grâce à une pension que lui accorde l'État de Pennsylvanie.

Chapitre 5Titre du cours : Le benzène**Objectifs spécifiques**

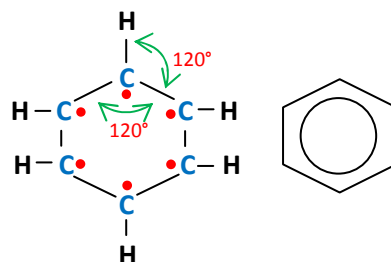
- Connaître la structure du benzène.
- Connaître les propriétés du noyau benzénique.

**Plan du cours**

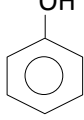
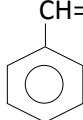
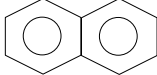
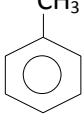
Voir cours

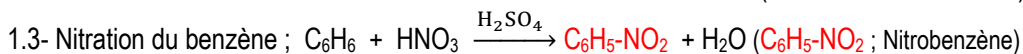
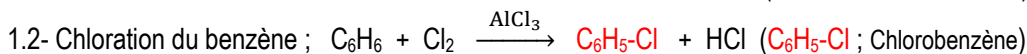
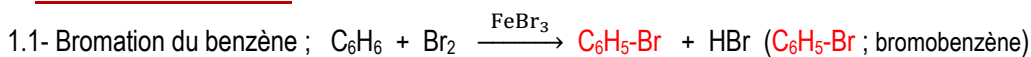
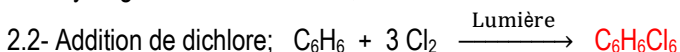
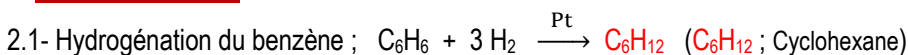
**Le benzène****I- Structure du benzène****1- Formule brute**La formule brute du benzène est  $C_6H_6$ .**2- Géométrie de la molécule**

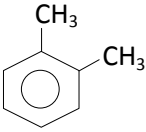
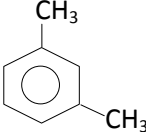
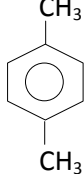
La molécule du benzène est plane, insaturée et cyclique. La longueur de liaison, C-H est de 110pm et C-C, de 140pm. Dans la molécule de benzène, les six (06) électrons non engagés (voir schéma ci-contre) des atomes de carbone sont mis en commun pour former une liaison collective entre les six (06) atomes de carbone du cycle. Cette liaison est souvent représentée par un cercle.

**3- Composés aromatiques**

Ce sont des composés organiques qui contiennent un cycle benzénique dans la molécule.

Composés				
Noms	Phénol	Styrène	Naphtalène	Toluène

**II- Propriétés chimiques du benzène****1- Réaction de substitution****2- Réaction d'addition****3- Dérivés disubstitués du benzène**

Composés			
Noms	1,2-diméthylbenzène (ortho xylène)	1,3-diméthylbenzène (méta xylène)	1,4-diméthylbenzène (para xylène)

#### 4- Rôle des composés aromatiques

Le benzène et les composés dérivés du benzène (composés aromatiques) sont très toxiques. Ils sont utilisés comme des solvants de peintures, colorants, insecticides et aussi dans la fabrication des explosifs.

##### Application

Un composé de formule brute  $C_8H_{10}$  possède un noyau benzénique. Ecrire les formules semi-développées des isomères correspondant à cette formule et les nommer.

#### Travaux dirigés

Dans tous les exercices, on donne en g/mol :  $M(C)=12$  et  $M(H)=1$ .

##### Exercice 1

La combustion complète de 0,2mL d'un hydrocarbure liquide de masse volumique  $\rho = 866\text{kg/m}^3$  donne un volume de  $295\text{cm}^3$  de dioxyde de carbone, mesuré dans les CNTP. La masse molaire de l'hydrocarbure est  $92\text{g/mol}$  et possède un noyau benzénique.

Déterminer :

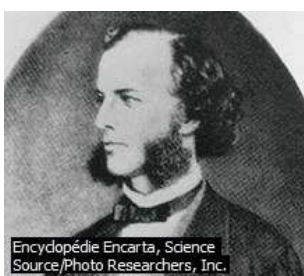
1. la composition centésimale massique de l'hydrocarbure.
2. la formule brute et la formule semi-développée de l'hydrocarbure.

##### Exercice 2

Le paradichlorobenzène est un insecticide solide à la température ordinaire.

1. Ecrire sa formule brute
2. La synthèse du paradichlorobenzène se fait par :
  - une réaction d'addition du dichlore sur le benzène en présence de trichlorure d'aluminium
  - une réaction de substitution du dichlore sur le benzène en présence de trichlorure d'aluminiumChoisi la bonne réponse et écrire l'équation-bilan de la réaction correspondante.
3. On obtient 8,8g de paradichlorobenzène en faisant réagir du dichlore sur 7,8g de benzène.
  - 3.1. Calculer le rendement de réaction.
  - 3.2. Que peut-on conclure ?

#### Un peu d'histoire de la science



Encyclopédie Encarta, Science Source/Photo Researchers, Inc.

**Kekulé von Stradonitz, Friedrich August (1829-1896)**, chimiste allemand, connu pour sa découverte de la structure chimique cyclique de la molécule de benzène. Kekulé est né à Darmstadt. Il étudia l'architecture à l'université de Giessen mais s'orienta vers la chimie après avoir assisté aux conférences du baron von Liebig. En 1856, il devint maître assistant de chimie à l'université de Heidelberg et en 1858, il fut nommé à un poste similaire à l'université de Gand. De 1865 jusqu'à sa mort, Kekulé enseigna la chimie à l'université de Bonn.

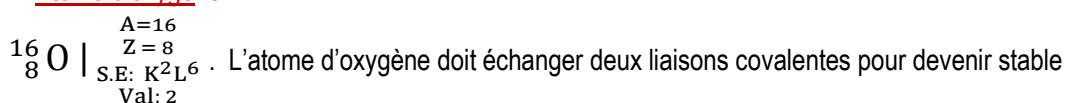
Les résultats des recherches de Kekulé sur les chaînes d'atomes de carbone eurent une grande influence sur l'évolution de la chimie organique. Il introduisit la théorie de la tétravalence du carbone et des liaisons multiples de ce corps, pour former les molécules de composés organiques.

Chapitre 6Titre du cours : Quelques composés organiques oxygénés**Objectifs spécifiques**

- Connaître la formule et la nomenclature de quelques composés oxygénés.
- Réaliser les modèles de quelques composés oxygénés.

**Plan du cours**

Voir cours

**Quelques composés organiques oxygénés****I- Généralités****1- Atome d'oxygène**

comme le néon (gaz rare le plus proche). On dit que l'atome d'oxygène est divalent.

Il peut établir, soit deux liaisons de covalences simples, soit deux liaisons de covalence double.

**2- Définition**

Les composés organiques oxygénés sont des composés chimiques (molécules organiques) qui comprennent un ou plusieurs atomes d'oxygène.

Ce sont : les alcools, les éther-oxydes, les aldéhydes, les cétones, les acides carboxyliques et ses dérivés. Ces composés sont très importants en chimie organique.

**II- Alcools et éther-oxydes****1- Alcools****1.1- Définition et formule générale**

- Un alcool est un composé organique oxygéné qui contient un groupe **hydroxyle (-OH)** lié à un atome de carbone tétragonal.

- La formule générale des alcools est **R-OH** où **R = C<sub>n</sub>H<sub>2n+1</sub>** - pour les alcools non cycliques.

**1.2- Classes des alcools****a/ Alcool primaire**

Un alcool est dit primaire lorsque l'atome de carbone fonctionnel est lié à deux atomes d'hydrogène.

**Exemple** : CH<sub>3</sub>-OH ; C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>-OH ; ...

**b/ Alcool secondaire**

Un alcool est dit secondaire lorsque l'atome de carbone fonctionnel est lié à un atome d'hydrogène.

**Exemple**: CH<sub>3</sub>-CH(OH)-CH<sub>3</sub> ; CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH(OH)-CH<sub>3</sub> ; ...

**c/ Alcool tertiaire**

Un alcool est dit tertiaire lorsque l'atome de carbone fonctionnel n'est lié à aucun atome d'hydrogène.

**Exemple** : (CH<sub>3</sub>)<sub>3</sub>C-OH ; CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-(CH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>C-OH ; ...

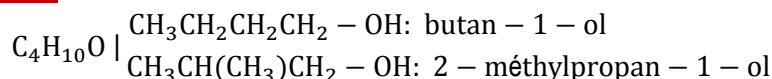
**1.3- Nomenclature**

Le nom d'un alcool dérive de celui de l'alcane correspondant en remplaçant le « e » final par le suffixe « ol ». La chaîne carbonée principale est la plus longue contenant le carbone fonctionnel. On précise la position du groupe **hydroxyle (-OH)** en donnant le plus petit indice possible au carbone fonctionnel. On précise la position des **éventuelles ramifications**.

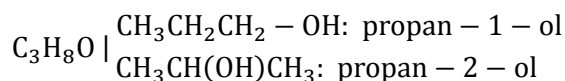
Composés	CH <sub>3</sub> -OH	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> -OH	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -OH	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> (OH)-CH <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> -CH(CH <sub>3</sub> )-CH <sub>2</sub> -OH	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>3</sub> )CH(OH)-CH <sub>3</sub>
Noms	Méthanol	Ethanol	Propan-1-ol	Propan-2-ol	2-méthylpropan-1-ol	2-méthylpropan-2-ol

### 1.4- Isomérisation

#### a/ Isomère de chaîne



#### b/ Isomère de position



### 1.5- Propriétés physiques des alcools

A la température ordinaire, les alcools sont pour la plupart liquides.

### 2- Ether-oxydes

#### 2.1- Définition et formule générale

- Un éther-oxyde est un composé organique oxygéné qui contient un atome d'oxygène lié à deux atomes de carbone tétraédriques différents.

- La formule générale des éther-oxydes est  $R_1-O-R_2$  où  $R_1$  et  $R_2$  sont des groupes alkyles ( $C_nH_{2n+1}$ ).

#### 2.2- Nomenclature

Les éther-oxydes sont des oxydes dérivés des alcanes, d'où leur nom « **alcoxyalcane** ».

On utilise aussi le nom « **oxyde d'alkyle** » obtenu en faisant suivre « oxyde de » du nom des deux groupes alkyles liés à l'atome d'oxygène.

Composés	$CH_3-O-CH_3$	$CH_3-CH_2-O-CH_3$	$CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_3$
Noms	Méthoxyméthane (ou oxyde de diméthyle)	Méthoxyéthane (ou oxyde de méthyle et d'éthyle)	Ethoxyéthane (ou oxyde de diéthyle)

#### Remarque

La formule brute  $C_nH_{2n+2}O$  (ou  $n \geq 2$  et  $n \in \mathbb{N}$ ), est compatible aux alcools et éther-oxydes. On dit que les **alcools et les éther-oxydes sont des isomères de fonctions**.

#### 2.3- Propriétés physiques des éther-oxydes

Les éther-oxydes ne sont pas miscibles à l'eau. A l'exception de l'éthoxy-éthane qui un gaz, les éther-oxydes sont des liquides à la température ordinaire.

#### Application 1

Trouver les formules semi-développées des corps de formule brute  $C_3H_8O$ .

Préciser leur famille et leur nom.

### III- Dérivés carbonyles

#### 1- Définition

Les aldéhydes et les cétones sont des **composés oxygénés** dont la molécule possède le groupe carbonyle ( $-CO-$ ) dans lequel l'atome de carbone est trigonal.

On les appelle les **dérivés carbonyles**. Ils ont la même formule brute  $C_nH_{2n}O$ .

Ce sont des isomères de fonction.

#### 2- Aldéhydes

##### 2.1- Formule générale

La formule générale des aldéhydes est  $R-CH=O$  où le radical  $R$ - peut être un atome d'hydrogène ou un groupe alkyle. **Exemple** :  $HCH=O$  ;  $CH_3CH=O$  ; ...

##### 2.2- Nomenclature

Le nom d'un aldéhyde dérive de celui de l'alcane correspondant en remplaçant le « e » final par le suffixe « al ».

Composés	$H-CH=O$	$CH_3-CH=O$	$CH_3CH(CH_3)CH=O$
Nom	Methanal	Ethanal	2-méthylpropanal

**Remarque** : le groupement fonctionnel  $-CH=O$  est toujours en bout de chaîne.

### 2.3- Propriétés physiques

A l'exception du méthanal qui un gaz, certains aldéhydes sont des liquides et d'autres solides à la température ordinaire, selon la masse molaire.

### 3- Cétones

#### 3.1- Formule générale

La formule générale des cétones est  $R-CO-R'$  où les radicaux  $R$ - et  $R'$ - peuvent être des groupes alkyles identiques ou différents mais pas l'atome d'hydrogène.

Exemple :  $CH_3-CO-CH_3$  ;  $CH_3CH_2-CO-CH_3$  ; ...

#### 3.2- Nomenclature

Le nom d'une cétone dérive de celui de l'alcane correspondant en remplaçant le « e » final par le suffixe « one ». On indique la position de l'atome de carbone fonctionnel.

Exemple :  $CH_3-CO-CH_3$  : propanone (ou acetone);  $CH_3CH_2-CO-CH_3$  : butan-2-one (ou butanone);  $CH_3CH(CH_3)-CO-CH_3$  : 3-méthylbutan-2-one ; ...

Remarque : le groupement fonctionnel - CO- ne pouvant pas être en de chaîne, il faut donc au moins trois (03) atomes de carbone pour former la molécule d'une cétone.

### 3.3- Propriétés physiques

Certaines cétones sont des liquides et d'autres solides à la température ordinaire, selon la masse molaire.

### Application 2

Trouver les formules semi-développées des corps de formule brute  $C_4H_8O$ .

Préciser leur famille et leur nom.

### Application 3

La combustion de 8,7g d'un composé organique oxygéné B de formule générale  $C_xH_yO$  donne 19,8g de dioxyde de carbone et 8,1g d'eau. La densité de vapeur de B est égale à 2.

2.1. Déterminer la masse molaire de B.

2.2. Ecrire l'équation-bilan de la combustion de B.

2.3. Déterminer la formule brute de B.

2.4. Déterminer les formules semi-développées et les noms des isomères de B.

## IV - Composés organiques oxygénés à deux atomes d'oxygène

### 1- Acide carboxylique

#### 1.1- Définition

Un acide carboxylique est un composé oxygéné qui possède le groupe carboxyle -COOH dans leur molécule.

#### 1.2- Formule générale et nomenclature

##### a/ Formule générale

La formule générale d'un acide carboxylique est  $R-COOH$  où le radical  $R$ - est un groupement alkyle, aryle ou un atome d'hydrogène.

##### Remarque

Le groupement fonctionnel des acides carboxyliques est -COOH dans lequel le carbone fonctionnel est trigonal.

##### b/ Nomenclature

Pour nommer un acide carboxylique, on détermine la chaîne carbonée la plus longue contenant le groupe carboxyle qui est toujours situé en bout de chaîne. On nomme l'hydrocarbure correspondant en commençant le carbone fonctionnel. On fait précéder le mot « acide » du nom de l'hydrocarbure en remplaçant le « e » final par « oïque ».

Composés	$HCOOH$	$CH_3-CH_2-COOH$	$CH_3-CH_2-CH(CH_3)-COOH$	$\phi-COOH$
Nom	acide méthanoïque (ou acide formique)	acide éthanoïque (ou acide acétique)	acide 2-méthylbutanoïque	acide benzoïque

### 2.3- Propriétés physiques

De l'acide méthanoïque à l'acide butanoïque, les acides carboxyliques sont miscibles à l'eau.

### 3- Esters

#### 3.1- Formule générale

Les esters sont des dérivés d'acide carboxylique de formule générale R-COO-R' où R et R' sont des groupements alkyles. Le radical R- peut être un atome d'hydrogène.

#### 3.2- Nomenclature

Comme un ester contient deux chaînes carbonées, son nom comprend deux termes :

- Le premier terme dérive de celui d'un acide carboxylique avec la suppression du mot « **acide** » et le remplacement de la terminaison « **oïque** » par la terminaison « **oate** », désigne la chaîne carbonée contenant le groupe fonctionnel

- Le second terme est le nom du groupement alkyle lié à l'atome d'oxygène précédé de la préposition « **de** ».

Composés	H-COO-CH <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> -COO-CH <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> -COO-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> -CH(CH <sub>3</sub> )-COO-CH(CH <sub>3</sub> )-CH <sub>3</sub>
Nom	méthanoate de méthyle	éthanoate de méthyle	éthanoate d'éthyle	2-méthylpropanoate de 1-méthyléthyle

#### Remarque

La formule brute C<sub>n</sub>H<sub>2n</sub>O<sub>2</sub> où (n ≥ 2 et n ∈ N) est compatible aux acides carboxyliques et aux esters. Ce sont des isomères de fonction.

### 3.3- Propriétés physiques

Les esters sont des liquides volatils d'odeur caractéristique (odeur fruitée). Ils sont responsables du goût et de l'odeur de nombreux fruits, fleurs et parfums naturels.

#### Application 4

Trouver les formules semi-développées des corps de formule brute C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>O<sub>2</sub>.

Préciser leur famille et leur nom.

**Application 5** On donne en g/mol. H = 1 ; C = 12 et O = 16.

L'analyse élémentaire d'un composé organique oxygéné A comportant deux atomes d'oxygènes donne 54,55% de carbone et 36,36% d'oxygène.

- Déterminer la masse molaire de A
- En déduire sa formule brute. Quelles sont les familles possibles pour A ?
- Déterminer les formules semi-développées et les noms des isomères de A.

#### Travaux dirigés

Dans tous les exercices, on donne en g/mol : M(C)=12 ; M(H)=1 et M(O)=16.

#### Exercice 1

- Un alcool saturé a pour masse molaire 32g/mol. Donner la formule brute et la composition centésimale de ce corps.
- La vapeur d'un acide carboxylique a pour densité d = 2,55. Donner sa composition centésimale.

#### Exercice 2

##### Partie I

La composition centésimale d'un ester est : C : 54,5% ; H : 9,1% et O : 36,4%.

- Ecrire la formule générale de l'ester.
- Déterminer sa formule brute.
- Déterminer les formules semi-développées possibles. Nommer ces isomères.

**Partie II**

La combustion complète de 6g d'un alcool exige 14,4g de dioxyde de carbone.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
2. Déterminer la formule brute de cet alcool.
3. Déterminer toutes les formules semi-développées possibles de cet alcool. Nommer-les.

**Exercice 3**

La combustion complète de 3,6g d'un composé organique A de formule brute  $C_xH_yO$  donne de l'eau et un volume  $V = 4,8L$  de dioxyde de carbone.

La densité de vapeur de ce composé est  $d = 2,48$ .

1. Ecrire l'équation-bilan de cette combustion.
2.
  - 2.1. Déterminer la valeur du coefficient  $x$ .
  - 2.2. En déduire la valeur du coefficient  $y$  à partir de la masse molaire du composé A.
  - 2.3. Ecrire la formule brute de A.
3.
  - 3.1. A quelles familles des composées organiques appartient le composé A ?
  - 3.2. Déterminer toutes les formules semi-développées possibles de A en indiquant leur famille respective. Nommer-les. On donne le volume  $V_m = 24 L/mol$ .

**Exercice 4**

Un acide A, a pour composition centésimale massique : C : 26,1% ; O : 69,5% ; H : 4,4%.

On dissout 11,5g de A dans 1L d'eau et on dose la solution obtenue avec une solution d'hydroxyde de sodium (soude) de concentration 1mol/L. 20mL de solution acide sont dosés par 5mL de soude pour atteindre l'équivalence acido-basique.

1. Calculer la masse molaire de A.
2. En déduire sa formule brute.
3. Proposer une formule semi-développée pour A. Donner sa famille et nommer-le.

**Exercice 5**

1. La vapeur d'un acide carboxylique a pour densité  $d = 2,551$ .

- 1.1. Déterminer la formule brute de cet acide.
- 1.2. Donner sa composition centésimale.
2. La masse molaire d'un ester est 74g/mol.
  - 2.1. Donner sa formule brute.
  - 2.2. Déterminer toutes les formules semi-développées possibles de cet ester. Nommer les.

**Exercice 6**

Un composé organique A ( $C_xH_yO_2$ ) de masse 2,2g contient en masse 36,4% d'oxygène. Sa combustion complète dans le dioxygène produit une masse  $m = 4,39g$  de  $CO_2$ .

1. Déterminer
  - 1.1. La masse molaire  $M_A$
  - 1.2. La formule brute du composé organique A.
2. donner les formules semi-développées possibles de tous les isomères de A, préciser leur famille et nommer-les.

Chapitre 7Titre du cours : L'éthanol**Objectifs spécifiques**

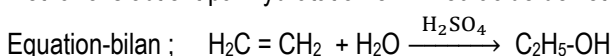
- Connaître l'obtention de l'éthanol.
- Connaître les produits de l'oxydation de l'éthanol.

**Plan du cours**

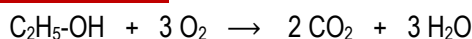
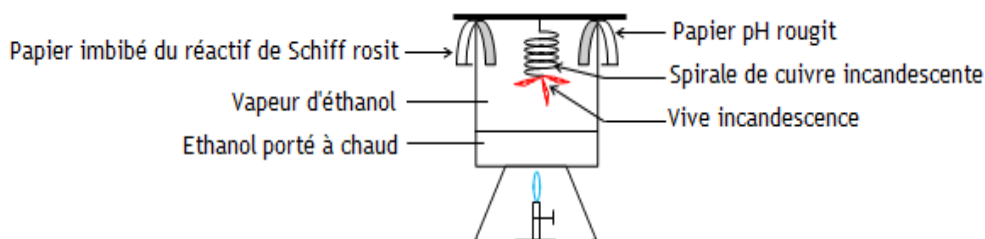
Voir cours

**L'éthanol****I- Préparation de l'éthanol****1- A partir de l'éthylène**

L'éthanol s'obtient par hydratation en milieu acide de l'éthylène.

**2- A partir de la fermentation des jus sucrés**

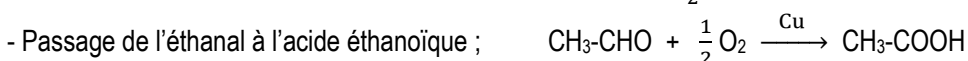
La fermentation de jus sucrés conduit à l'éthanol.

*Remarque : La fermentation du raisin permet d'obtenir le vin rouge.***II- Oxydation de l'éthanol****1- Combustion de l'éthanol****2- Oxydation ménagée par le dioxygène de l'air****2.1- Expérience et observations**Schéma de l'expérience de la lampe sans flamme**2.2- Interprétations**

- La vive incandescence indique que la réaction est exothermique.
- La couleur rose du papier imbibé du réactif de Schiff indique la formation de l'éthanal.
- La couleur rouge du papier pH indique la formation de l'acide éthanoïque.

**2.3- Conclusion**

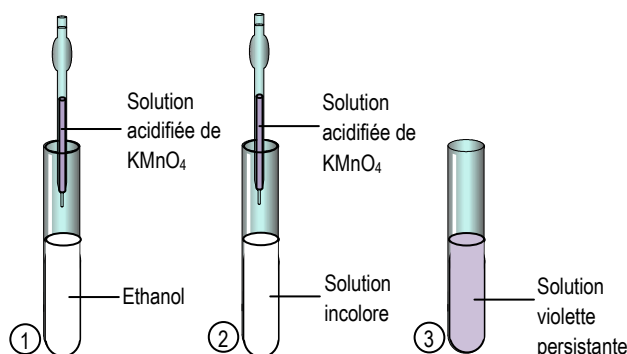
L'oxydation ménagée de l'éthanol par le dioxygène de l'air conduit à la formation de l'éthanal puis à l'acide éthanoïque. Les équations-bilans sont ;

**3- Oxydation de l'éthanol par les ions  $\text{MnO}_4^-$  en milieu acide****3.1- Expériences et observations**

Ajoutons quelques gouttes de permanganate de potassium acidifié dans l'éthanol (figure 1). La solution reste la solution incolore (figure 2).

La solution incolore devient violette lorsqu'on ajoute encore quelques gouttes de permanganate de potassium (figure 3).

- Quelques gouttes de la solution incolore sur du papier imbibé de réactif de Schiff donnent une coloration rose.
- Quelques gouttes de la solution violette sur le papier pH donnent une coloration rouge.



### 3.2- Interprétations

- L'ajout de quelques gouttes de permanganate de potassium acidifié à l'éthanol donne la d'éthanal.
- En ajoutant encore quelques de permanganate de potassium acidifié à l'éthanol, on obtient une solution d'acide éthanoïque.

### 3.3- Conclusion

En milieu acide, les ions permanganate ( $MnO_4^-$ ), oxydent l'éthanol en éthanal puis en acide éthanoïque.

#### Application 1

On réalise l'expérience de l'oxydation de l'éthanol en présence du cuivre.

1. Donner le nom de cette expérience.
2. Faire le schéma annoté de l'expérience.
3. Quels sont les produits formés ? Comment peut-on les identifier ?
4. Ecrire l'équation-bilan de la transformation de :
  - 4.1. L'éthanol en éthanal
  - 4.2. L'éthanal en acide éthanoïque
  - 4.3. L'éthanol en acide éthanoïque.
5. Pourquoi le cuivre se maintient-il au rouge au cours de la réaction ?

#### Application 2

Trois tubes à essais contiennent l'un une solution aqueuse d'éthanol, l'autre une solution aqueuse d'éthanal, et le troisième une solution aqueuse d'acide éthanoïque.

Les étiquettes se sont mouillées et il est impossible d'identifier chacune des solutions.

Pour réétiqueter correctement les tubes à essais, on procède à des tests simples sur un échantillon chacun d'eux. Les résultats sont donnés dans le tableau ci-dessous.

	Tube 1	Tube 2	Tube 3
Solution acidifiée de $KMnO_4$	rien	Décoloration	décoloration
Réactif de Schiff	rien	Rose	Rien

Identifier la solution contenue dans chacun des tubes à essai.

**Travaux dirigés**

Dans tous les exercices, on donne en g/mol :  $M(C)=12$  ;  $M(H)=1$  et  $M(O)=16$ .

**Exercice 1**

On fait agir de l'eau sur un hydrocarbure gazeux insaturé A en présence d'acide sulfurique. On obtient un composé B qui donne par oxydation avec le dioxygène de l'air, en présence de cuivre un composé C qui rosit le réactif de Schiff et un autre composé D. Le composé C peut être obtenu par une oxydation catalysée de l'hydrocarbure A. L'analyse élémentaire du composé B montre qu'il est saturé et contient en masse 52% de carbone et 35% d'oxygène.

1. Identifier (la famille, formule semi-développée et nom) des composés A, B, C et D
2. Ecrire l'équation-bilan de toutes les réactions qui ont eu lieu.
3. Calculer le volume de dioxygène nécessaire pour oxyder 23g de B.
4. En déduire la masse des composés C et de D obtenus. Le volume molaire est 24L/mol.

**Exercice 2**

Une masse de 9g d'un mélange d'éthanol et d'éthanal sont oxydés par le dioxygène de l'air en présence de cuivre jusqu'à ce que l'on obtienne un seul produit. On dissout ce produit dans l'eau. On verse de l'hydroxyde de sodium de concentration  $C_B = 2\text{mol/L}$  dans la solution obtenue. Il faut 100mL de la solution d'hydroxyde de sodium pour obtenir l'équivalence acido-basique.

1. Ecrire l'équation-bilan de chacune des réactions d'oxydation.
2. Calculer les masses d'éthanol et d'éthanal dans le mélange.

**Indication** : à l'équivalence acido-basique, la quantité de matière de l'acide est égale à celle de l'hydroxyde de sodium.

## Chapitre 8

### Titre du cours : Estérification et hydrolyse des esters

#### Objectifs spécifiques

- Découvrir la préparation d'un ester.
- Connaître les caractéristiques de l'estérification et de l'hydrolyse d'un ester.

#### Plan du cours

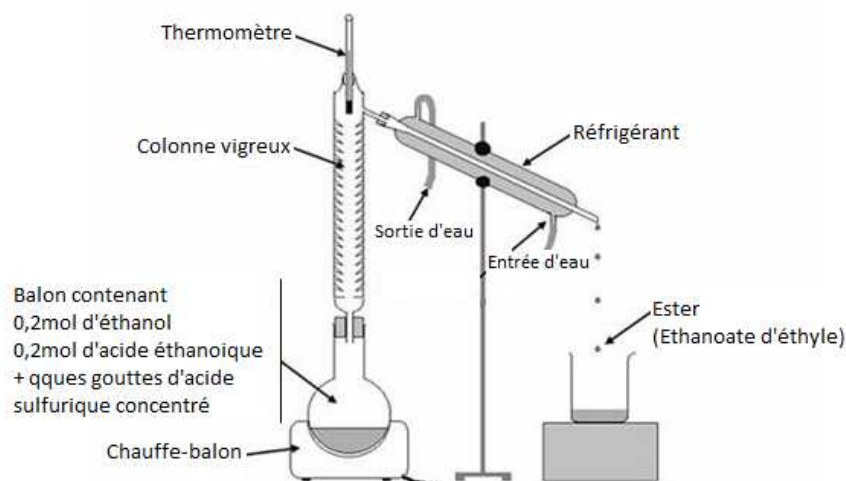
Voir cours

### Estérification et hydrolyse des esters

#### I- Réaction d'estérification

##### 1- Préparation de l'éthanoate d'éthyle

##### 1.1- Expérience et observation



Préparation de l'éthanoate d'éthyle

On obtient un composé organique odorant non miscible à l'eau.

##### 1.2- Interprétation

Le composé organique obtenu est l'éthanoate d'éthyle. C'est un ester.

##### 1.3- Conclusion

L'éthanol réagit (à *chaud en présence de l'acide sulfurique*) avec l'acide éthanoïque pour donner l'éthanoate d'éthyle.

##### 1.4- Généralisation

L'estérification (*directe*) est une réaction chimique qui se produit entre un acide carboxylique et un alcool pour donner un ester et de l'eau.

#### 2- Etude quantitative de la réaction d'estérification

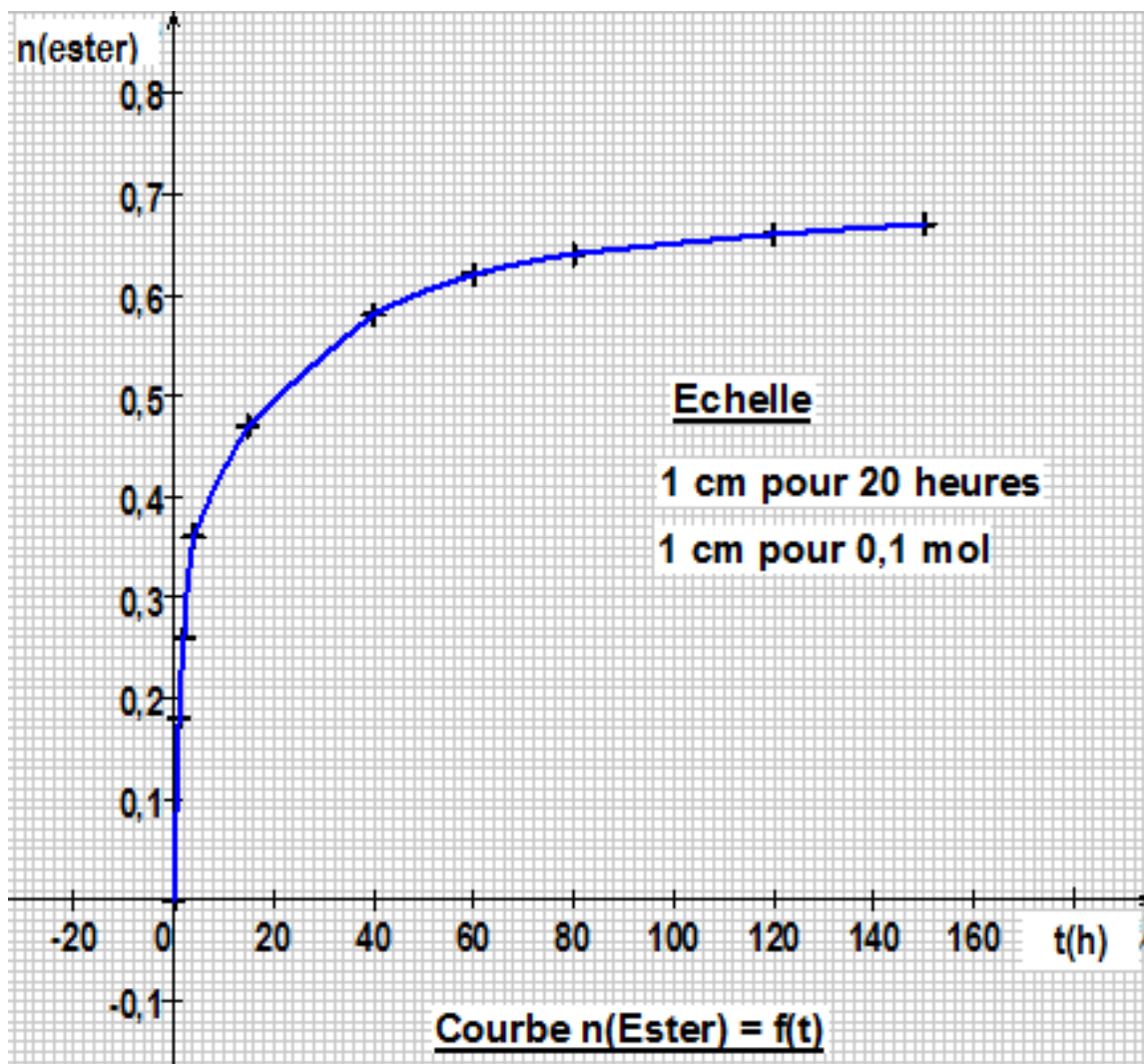
##### 2.1- Expérience

A l'aide du dispositif ci-dessus (*voir 1-*), on fait réagir 1 mol d'éthanol et 1 mol d'acide éthanoïque, puis on détermine en fonction du temps les quantités de matière d'éthanoate d'éthyle et d'eau formées selon la température du milieu réactionnel.

### 2.2- Résultats et courbe $n(\text{ester}) = f(t)$

Mélange d'éthanol + acide éthanoïque à 100°C en présence d'acide sulfurique.

Temps (heures)		0	1	2	4	10	40	100	150	200
Quantité de matière (mol)	$n(\text{acide})$	1	0,82	0,74	0,62	0,51	0,42	0,36	0,34	0,33
	$n(\text{alcool})$	1	0,82	0,74	0,62	0,51	0,42	0,36	0,34	0,33
	$n(\text{ester})$	0	0,18	0,26	0,38	0,49	0,58	0,64	0,66	0,67
	$n(\text{eau})$	0	0,18	0,26	0,38	0,49	0,58	0,64	0,66	0,67



### 2.3- Interprétation des résultats

- A partir de  $n(\text{ester}) = 0,67 \text{ mol}$ , la réaction d'estérification semble s'arrêter.

**L'estérification est une réaction limitée.** Cette limite est indépendante de la température.

- L'élévation de la température du milieu réactionnel ne fait qu'accroître la vitesse de la réaction (ou accélérer la réaction). **L'estérification est une réaction lente et athermique.**

- L'utilisation de l'acide sulfurique (qui joue le rôle de catalyseur), permet d'atteindre plus rapidement la limite de l'estérification, mais ne la modifie pas.

- Au cours de la réaction,  $n(\text{ester}) = n_0 - n(\text{acide carboxylique})$ , pour notre exemple on a ;  $n(\text{ester}) = 1 - n(\text{acide carboxylique})$ .

A la limite de l'estérification, on a ;  $n(\text{ester}) = \frac{2}{3} n_0$ ,  $n_0$  étant le nombre de mole initial respectif des réactifs.

### 2.4- Conclusion

La réaction d'estérification est une **réaction lente, limitée et athermique.**

Remarque

Pour améliorer le rendement de la réaction d'estérification, il faut ;

- introduire l'un des réactifs (acide carboxylique ou alcool) en excès,
- extraire l'ester (ou l'eau) formé au cours de la réaction (au fur et à mesure de leur formation),
- choisir un alcool primaire (au lieu d'un alcool secondaire ou tertiaire).

Voir le tableau ci-dessous.

Classe de l'alcool	Alcool primaire	Alcool secondaire	Alcool tertiaire
Rendement	67%	60%	5%

**II- Hydrolyse d'un ester****1- Définition**

L'hydrolyse d'un ester est une réaction chimique entre un ester et l'eau. Elle conduit à la formation d'un acide carboxylique et d'un alcool.

**2- Etude quantitative de la réaction d'hydrolyse****2.1- Expérience**

A l'aide du dispositif d'estérification ci-dessus (voir 1-), on fait réagir **1 mol** d'éthanoate d'éthyle et **1 mol** d'eau, puis on détermine en fonction du temps les **quantités de matière d'éthanol** et **d'acide éthanoïque** formées selon la température du milieu réactionnel.

**2.2- Résultats**

Mélange d'éthanoate d'éthyle + eau à 100°C en présence d'acide sulfurique.

Temps (heures)		0	1	2	4	10	40	100	150	200
Quantité de matière (mol)	n(ester)	1	0,82	0,80	0,74	0,72	0,70	0,69	0,68	0,67
	n(eau)	1	0,82	0,80	0,74	0,72	0,70	0,69	0,68	0,67
	n(acide)	0	0,18	0,20	0,26	0,28	0,30	0,31	0,32	0,33
	n(alcool)	0	0,18	0,20	0,26	0,28	0,30	0,31	0,32	0,33

**2.3- Interprétation des résultats**

- A partir de  $n(\text{acide carb.}) = 0,33 \text{ mol}$ , la réaction d'hydrolyse de l'ester semble s'arrêter.

**L'hydrolyse de l'ester est une réaction limitée.**

Cette limite est indépendante de la température.

- L'élévation de la température du milieu réactionnel accélère la réaction.

**L'hydrolyse de l'ester est une réaction lente et athermique.**

- L'utilisation de l'acide sulfurique joue le rôle de catalyseur.

- Au cours de la réaction,  $n(\text{acide carb.}) = n_0 - n(\text{ester})$ .

A la limite de l'hydrolyse de l'ester, on a ;  $n(\text{acide carb.}) = \frac{1}{3} n_0$ ,  $n_0$  étant le nombre de mole initial respectif des réactifs.

**2.4- Conclusion**

La réaction d'hydrolyse d'un ester est une **réaction lente, limitée et athermique.**

### III- Equilibre chimique

#### 1- Notion d'équilibre chimique

Lors de l'estérification ou de l'hydrolyse d'un ester, à la limite de la réaction, il coexiste dans le milieu réactionnel les composés suivants : l'acide carboxylique, l'alcool, l'ester et l'eau. C'est un état d'équilibre chimique.

#### 2- Equation-bilan et composition du mélange

	Acide carb. + alcool		⇌	Ester + eau	
Instant initial	$n_0$	$n_0$		0	0
Instant quelconque	$n(\text{acide}) = n_a$	$n(\text{alcool}) = n_a$		$n(\text{ester}) = n_0 - n_a$	$n(\text{eau}) = n_0 - n_a$
Equilibre chimique	$n(\text{acide}) = \frac{1}{3} n_0$	$n(\text{alcool}) = \frac{1}{3} n_0$		$n(\text{ester}) = \frac{2}{3} n_0$	$n(\text{eau}) = \frac{2}{3} n_0$

#### Application 1

- On fait réagir l'acide éthanoïque avec un alcool A.  
Le composé B obtenu a une masse molaire  $M_B = 102\text{g/mol}$ .
  - Donner le nom et les caractéristiques de la réaction.
  - Déterminer la formule brute de B. En déduire celle de A.
  - Ecrire les formules semi-développées possibles de A. Nommer-les.
- Le composé B est l'éthanoate de 1-méthyléthyle.
  - Ecrire l'équation-bilan de la réaction permettant la synthèse de B.
  - Identifier (formule semi-développée et nom) l'alcool A.
- La masse d'acide éthanoïque utilisée est 18g. Calculer :
  - La quantité de matière d'acide éthanoïque.
  - La masse du composé B obtenue à l'équilibre chimique.

#### Application 2

- L'action d'un ester A sur l'eau donne deux composés B et C. L'oxydation ménagée de B dans un excès de permanganate de potassium acidifiée donne C de masse molaire 60g/mol.
  - Déterminer la formule semi-développée et le nom des composés A, B et C.
  - Ecrire l'équation-bilan de la réaction permettant la synthèse de B et C.
  - Donner le nom et les caractéristiques de la réaction.
- La masse de l'ester A utilisée est 26,4g. Calculer :
  - La quantité de matière d'ester.
  - La masse des composés B et C obtenue à l'équilibre chimique.

#### Application 3

Un ester a été synthétisé en faisant réagir l'éthanol sur un acide carboxylique A. L'oxydation totale de 0,66g de cet ester produit 1,32g de dioxyde de carbone et 0,54g d'eau.

- Déterminer la formule brute de l'ester. En déduire celle de A.
- Ecrire l'équation-bilan de la réaction. Donner son nom et ses caractéristiques.

#### Application 4

- Un composé organique A a pour formule générale  $C_nH_{2n}O_2$ .  
A quelle(s) famille(s) des composés organiques oxygénés appartient-il ?
- L'analyse d'un échantillon de A fournit les pourcentages suivants :  
54,5% de carbone et 9,10% d'hydrogène. Déterminer la formule brute de A.
- L'hydrolyse de A donne l'acide méthanoïque et un composé organique B.
  - Donner les caractéristiques de la réaction produite.

- 3.2. A quelle famille appartient le composé B ?
4. L'oxydation ménagée de B dans un excès de permanganate de potassium acidifié donne le composé C de masse molaire 58g/mol.
- 4.1. Donner la nature et la formule brute de C sachant qu'il ne contient qu'un seul atome d'oxygène. En déduire la formule semi-développée de C. Nommer-le.
- 4.2. Ecrire la formule semi-développée de B. Nommer-le.
5. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'hydrolyse de A.

### Travaux dirigés

Dans tous les exercices, on donne en g/mol :  $M(C)=12$  ;  $M(H)=1$  et  $M(O)=16$ .

#### Exercice 1

Une substance organique C contient en masse 60% de carbone, 25% d'oxygène et 15% d'hydrogène.

1. Déterminer :
  - 1.1. Sa formule brute sachant que sa densité de vapeur par rapport à l'air est  $d=1,4$ .
  - 1.2. Les formules semi-développées possibles du composé C et nommer-les.
2. Par oxydation ménagée, le composé C donne un composé B puis un composé final A qui est sans action sur le réactif de Schiff.
  - 2.1. Donner le nom du composé C.
  - 2.2. En déduire la formule semi-développée et le nom de chacun des composés A et B.
3. Les composés C et A réagissent pour donner les produits D et E. Le produit E peut être obtenu à partir du dioxygène et du dihydrogène.
  - 3.1. Identifier les produits D et E (formule semi-développée et le nom).
  - 3.2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre C et A.
  - 3.3. Donner ses caractéristiques.

#### Exercice 2

1. On réalise l'oxydation du propanal par le permanganate sulfurique.
  - 1.1. Quel est la formule semi-développée et nom du composé obtenu ?
  - 1.2. Ecrire la formule semi-développée du produit obtenu après sa réaction avec le méthanol ?
  - 1.3. Nommer le produit ainsi préparé
2. On oxyde le méthanol par un excès de dichromate de potassium en milieu sulfurique.
  - 2.1. Quel est le composé obtenu ?
  - 2.2. Quel est le résultat le produit obtenu lors de la réaction de ce composé avec le méthanol, avec l'éthanol ?

#### Exercice 3

##### Partie I

On réalise l'hydrolyse d'un ester A. On obtient un acide B et un alcool C.

B peut être obtenu par oxydation de l'éthanal. C, par oxydation, conduit à l'acide méthanoïque.

1. Identifier (formule semi-développée et nom) de A, B, C.
2. Ecrire la réaction d'hydrolyse.

##### Partie II

1. On prépare un alcool A par hydratation d'un alcène symétrique B de formule  $C_nH_{2n}$ .

La combustion complète de l'alcool A produit une masse  $m_1$  de dioxyde de carbone et une masse  $m_2$  d'eau telle que  $m_2/m_1=0,615$ .

- 1.1. Ecrire l'équation générale de la combustion d'un alcool.
- 1.2. A partir de cette équation, vérifier que  $n = 2$ .

- 1.3. Donner les formules brute et semi-développée ainsi que le nom de A et B.
2. L'oxydation ménagée de l'alcool A par le permanganate de potassium acidifié en défaut donne les composés C et D. Le composé C rosit le réactif de Schiff alors que le composé D rougit le papier pH.
  - 2.1. Qu'appelle-t-on oxydation ménagée ?
  - 2.2. Donner les formules brute et semi-développée puis le nom de C et D.
3. On fait réagir A et D. Pour cela, on acidifie le mélange avec de l'acide sulfurique et on le met au bain-marie à 100°C. Au bout de quelques heures, on constate la formation de deux composés E et F. On isole le composé E qui a pour masse molaire 88g/mol.
  - 3.1. Donner les formules brute et semi-développée puis le nom de E.
  - 3.2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction étudiée. Quel est son nom ? Donner ses caractéristiques.
  - 3.3. Quel est le rôle de l'acide sulfurique dans le milieu réactionnel ?
4. Au départ, on avait mélangé 12 g de D à 9,2 g de A.
  - 4.1. Déterminer le nombre de mole de chacun des réactifs A et D.
  - 4.2. Calculer la masse de composé E obtenue à l'équilibre chimique.
  - 4.3. En déduire celle du composé A restant dans le milieu réactionnel.

#### **Exercice 4**

1.
  - 1.1. Ecrire les formules semi-développées et donner les noms de tous les esters isomères de formule  $C_4H_8O_2$ .
  - 1.2. L'un de ces isomères est noté A. son hydrolyse fournit de l'acide méthanoïque et un alcool B. Les vapeurs B, chauffées sur du cuivre à l'abri de l'air, conduisent au propanal. Ecrire le nom et la formule semi-développée de l'ester A et celui de l'alcool B.
2. On considère deux composés organiques A et B. A est l'acide éthanoïque. B est le méthanol.
  - 2.1. Donner les formules semi-développées de A et B.
  - 2.2. On fait agir B sur A. On obtient les composés C et D. Le composé D peut être synthétisé à partir du dihydrogène et le dioxygène.
    - a/ Donner le nom de la réaction de B sur A et préciser ses caractéristiques.
    - b/ Ecrire l'équation-bilan de cette réaction et nommer les composés obtenus.
  - 2.3. On a utilisé 6g de A et 3,2g de B.
    - a/ Le mélange est-il équimolaire ?
    - b/ Déterminer la masse de C à l'équilibre chimique.

#### **Exercice 5**

1. un hydrocarbure A contient en masse 85,71% de carbone. Sa densité de vapeur est  $d = 0,966$ . Déterminer sa formule brute et son nom.
2. l'hydratation de A en milieu acide donne un composé B. L'oxydation de B conduit aux produits C et D. C rosit le réactif de Schiff et D rougit le papier pH.
  - 2.1. Écrire l'équation-bilan de l'hydratation de A en milieu acide et nommer B.
  - 2.2. Identifier les composés B et D (formule semi-développée et nom).
3. on fait réagir C sur D. On obtient un composé E.
  - 3.1. Quel type de réaction se produit-il ? Donner ses caractéristiques.
  - 3.2. Ecrire l'équation-bilan de cette réaction. Donner le nom de E.
  - 3.3. Citer les paramètres permettant d'une part d'accélérer la réaction et d'autre part de déplacer l'équilibre.

**Exercice 6**

On se décide de préparer le 2-méthylpropanoate d'éthyle.

1. Synthèse de l'ester.

- 1.1. Ecrire la formule semi-développée de cet ester.
- 1.2. Quel alcool et quel acide doit-on utiliser pour l'obtenir ?
- 1.3. Ecrire l'équation-bilan de la réaction

2. Condition de la synthèse.

La réaction a lieu dans une ampoule scellée à 100°C en présence d'acide sulfurique.

- 2.1. Quel est le rôle de l'acide sulfurique ?
- 2.2. Pourquoi l'expérience est-elle réalisée à chaud (100°C).
3. Calcul de la masse de l'ester.

On a mis 0,15mol d'acide et 0,45mol d'alcool dans l'ampoule. La limite d'estérification pour ces proportions initiales, est de 90%. Calculer la masse d'ester formé à l'équilibre.

**Exercice 7**

On désire connaître l'alcool utilisé pour la synthèse d'un ester.

1. on chauffe un mélange renfermant 1mol d'acide éthanóique et 1mol d'un alcool inconnu que l'on notera R-OH. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
2. On dose d'heure en heure l'acide restant dans le milieu réactionnel et on obtient les résultats suivants.

Temps (heure)	0	1	2	3	4	5	6	7
Quantité de matière de l'acide restant (mol)	1	0,57	0,42	0,37	0,35	0,34	0,33	0,33

- 2.1. Tracer la courbe d'estérification (quantité de matière d'ester formé en fonction du temps). Echelle : 1cm pour 1h et 1cm pour 0,1mol d'ester.
- 2.2. Donner la limite de l'équilibre chimique.
3. La combustion complète de 0,4g de cet ester donne 0,71g de dioxyde de carbone et 0,29g d'eau.
  - 3.1. Donner sa formule brute et sa formule semi-développée. En déduire son nom.
  - 3.2. Identifier l'alcool utilisé (formule semi-développée et nom).

**Exercice 8**

1. L'oxydation de l'éthanol par le dichromate de potassium en milieu acide :

- sans excès de dichromate de potassium, on obtient deux composés A et B.
- avec un excès de dichromate de potassium, on n'obtient que le composé B.

- 1.1. Donner la formule semi-développée et le nom de A et B.
- 1.2. Proposer une méthode permettant de mettre respectivement en évidence A et B ?
2. On fait réagir B avec l'éthanol, à chaud et en milieu acide sulfurique. Au bout d'une semaine, on constate la formation de deux composés C et D.

La masse molaire de D est 88g/mol.

- 2.1. Donner la formule semi-développée et le nom de C et D.
- 2.2. Écrire l'équation-bilan de la réaction étudiée.
- 2.3. Donner son nom et ses caractéristiques.
- 2.4. Pourquoi a-t-on chauffé et acidifié le milieu réactionnel.
3. Le mélange contient au départ 9,2g d'éthanol et 12g de B. Calculer la masse de D obtenue à l'équilibre chimique.

## Chimie générale

### Chapitre 1

#### Titre du cours : Les réactions d'oxydoréduction

#### Objectifs spécifiques

##### Les réactions d'oxydoréduction

- Connaître les formules des ions correspondants aux métaux usuels : Cu, Zn, Al Pb, Ag et Mg.
- Connaître les définitions des termes : oxydant, réducteur, réduction, oxydation et oxydoréduction.
- Réaliser et observer quelques réactions entre un métal et un ion métallique.
- Connaître la nature de la réaction chimique qui permet la transformation d'un métal en ion métallique et inversement.
- Ecrire une demi-équation électronique et une équation-bilan d'une réaction.

##### Classification qualitative de couples oxydant/réducteurs

- Comparer la force des réducteurs entre eux et celle des oxydants entre eux.
- Classifier qualitativement quelques couples oxydant/réducteurs.
- Trouver de façon expérimentale la place du couple  $H^+/H_2$  dans cette classification.

#### Plan du cours

Voir cours

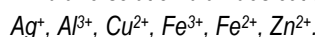
### Les réactions d'oxydoréduction

#### Rappels : Test d'identification de quelques ions métalliques

Pour identifier un ion métallique dans une solution aqueuse, on procède à des tests.

##### 1- Mode opératoire

Dans un tube à essai, introduire environ 2mL d'une solution d'un des cations suivants ;



- Verser une solution d'hydroxyde de sodium ( $Na^+$ ,  $OH^-$ ) goutte à goutte (agiter après chaque ajout).
- Observer l'évolution du contenu.
- Partager le contenu du tube en deux (02) parties a et b. Dans a, ajouter un excès de soude et dans b, ajouter goutte à goutte une solution aqueuse d'ammoniac ( $NH_3$ ).

##### 2- Observations

Pour chacun des cations étudiés, notons dans le tableau ; la couleur de la solution initiale, la couleur et l'aspect du précipité, les modifications du précipité lorsqu'on ajoute un excès d'hydroxyde de sodium, lorsqu'on ajoute une solution d'ammoniac.

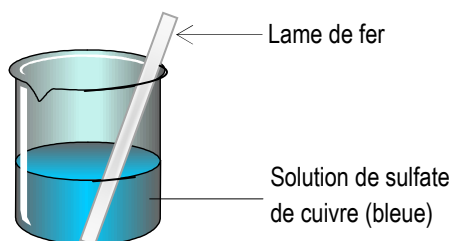
Cation $M^{n+}$		Hydroxyde $M(OH)_n$			Modification du précipité	
Formule	Couleur	Aspect	Couleur	Formule	Excès d'ions $OH^-$	En présence de $NH_3$
$Cu^{2+}$	Bleu	Précipité	Bleu	$Cu(OH)_2$		Soluble
$Al^{3+}$	Incolore	Précipité	Blanc	$Al(OH)_3$	Soluble	Insoluble
$Zn^{2+}$	Incolore	Précipité	Blanc	$Zn(OH)_2$	Soluble	Soluble
$Ag^+$	Incolore	Précipité	Blanc qui noircit à la lumière	$AgCl$		Soluble
$Fe^{2+}$	Vert pale	Précipité	Verdâtre	$Fe(OH)_2$	Précipité qui rougit à l'air ( $Fe^{2+}$ s'oxyde en $Fe^{3+}$ )	
$Fe^{3+}$	Jaune – orangé	Précipité	Rouille	$Fe(OH)_3$		

## I- Réaction entre un métal et un ion métallique

### 1- Réaction entre le fer et les ions cuivre II

#### 1.1- Expériences et observations

Plongeons une lame de fer dans une solution de sulfate de cuivre ( $\text{Cu}^{2+}$  ;  $\text{SO}_4^{2-}$ ).



Voir la figure ci-contre.

- La solution bleue devient vert-pale.

Les ions  $\text{Cu}^{2+}$  réagissent spontanément avec les atomes de fer pour donner des ions  $\text{Fe}^{2+}$ .

- On observe un dépôt rougeâtre sur la lame de fer.

Les ions  $\text{Cu}^{2+}$  sont réduits en atome de cuivre.

#### 1.2- Conclusion

Les ions  $\text{Cu}^{2+}$  réagissent avec les atomes de fer pour donner du cuivre et des ions  $\text{Fe}^{2+}$ .

#### 1.3- Equation-bilan

On peut décomposer la réaction produite en deux réactions chimiques simultanées.

##### a/ Oxydation du fer

Chaque atome de fer cède deux électrons et se transforme en ion  $\text{Fe}^{2+}$ . On dit que le fer est oxydé en ion  $\text{Fe}^{2+}$ .  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 e^-$

##### b/ Réduction de l'ion cuivre II

Chaque ion  $\text{Cu}^{2+}$  capte deux électrons et se transforme en atome de cuivre.  $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$

##### c/ Réaction d'oxydoréduction

La somme des deux demi-équations électroniques ci-dessus donne :  $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$ .

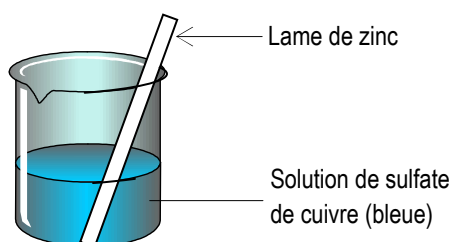
##### Remarque

Oxydant ; les  $\text{Cu}^{2+}$ . Réducteur ; le métal fer.

## 2- Réaction entre le zinc et les ions cuivre II

### 2.1- Expériences et observations

Plongeons une lame de zinc dans une solution de sulfate de cuivre ( $\text{Cu}^{2+}$  ;  $\text{SO}_4^{2-}$ ).



Voir la figure ci-contre.

- La solution bleue devient incolore.

Les ions  $\text{Cu}^{2+}$  réagissent spontanément avec les atomes de zinc pour donner des ions  $\text{Zn}^{2+}$ .

- On observe un dépôt rougeâtre sur la lame de zinc.

Les ions  $\text{Cu}^{2+}$  sont réduits en atome de cuivre.

#### 2.2- Conclusion

Les ions  $\text{Cu}^{2+}$  réagissent avec les atomes de zinc pour donner du cuivre et des ions  $\text{Zn}^{2+}$ .

#### 2.3- Equation-bilan

La réaction produite se décompose en deux réactions chimiques simultanées.

Chaque atome de Zn cède deux électrons et se transforme en ion  $\text{Zn}^{2+}$ . On dit que le zinc est oxydé en ion  $\text{Zn}^{2+}$ .  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$

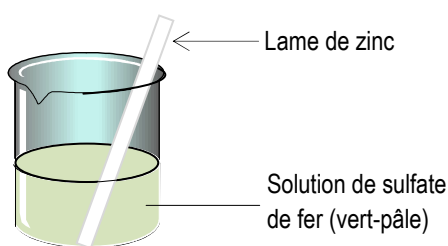
Chaque ion  $\text{Cu}^{2+}$  capte deux électrons et se transforme en atome de cuivre.  $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$

L'équation-bilan des 2 demi-équations électroniques donne :  $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$ .

Remarque: Oxydant ; les  $\text{Cu}^{2+}$ . Réducteur ; le métal zinc.

## 3- Réaction entre le zinc et les ions fer II

### 3.1- Expériences et observations



Plongeons une lame de zinc dans une solution de sulfate de fer ( $\text{Fe}^{2+}$  ;  $\text{SO}_4^{2-}$ ). Voir la figure ci-contre.

- La solution vert-pâle devient incolore.

Les atomes de zinc réagissent spontanément avec les ions  $\text{Fe}^{2+}$  pour donner des ions  $\text{Zn}^{2+}$ .

- On observe un dépôt grisâtre sur la lame de zinc.

Les ions  $\text{Fe}^{2+}$  sont réduits en atome de fer.

### 3.2- Conclusion

Les ions  $\text{Fe}^{2+}$  réagissent avec les atomes de zinc pour donner du fer et des ions  $\text{Zn}^{2+}$ .

### 3.3- Equation-bilan

La réaction produite se décompose en deux réactions chimiques simultanées comme suit.

Chaque atome de Zn cède deux électrons et se transforme en ion  $\text{Zn}^{2+}$ . On dit que le zinc est oxydé en ion  $\text{Zn}^{2+}$ .  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$

Chaque ion  $\text{Fe}^{2+}$  capte deux électrons et se transforme en atome de fer.  $\text{Fe}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Fe}$ .

L'équation-bilan s'écrit :  $\text{Fe}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Fe}$ .

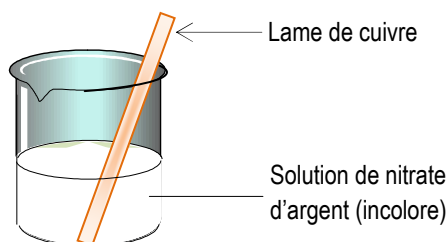
#### Remarque

Oxydant ; les  $\text{Fe}^{2+}$ . Réducteur ; le métal zinc.

## 4- Réaction entre le cuivre et les ions $\text{Ag}^+$

### 4.1- Expériences et observations

Plongeons une lame de cuivre dans une solution de nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+$  ;  $\text{NO}_3^-$ ).



Voir la figure ci-contre.

- La solution incolore devient bleue.

Les ions  $\text{Ag}^+$  réagissent spontanément avec les atomes de cuivre pour donner des ions  $\text{Cu}^{2+}$ .

- On observe un dépôt gris-brillant sur la lame de cuivre.

Les ions  $\text{Ag}^+$  sont réduits en atome d'argent.

### 4.2- Conclusion

Les ions  $\text{Ag}^+$  réagissent avec les atomes de cuivre pour donner des atomes d'argent et des ions  $\text{Cu}^{2+}$ .

### 4.3- Equation-bilan

La réaction produite se décompose en réactions simultanées comme suit.

Chaque atome de cuivre cède deux électrons et se transforme en ion  $\text{Cu}^{2+}$ . On dit que le cuivre est oxydé en ion  $\text{Cu}^{2+}$ .  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 e^-$ . Chaque ion  $\text{Ag}^+$  capte un électron et se transforme en atome d'argent.  $\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$ .

L'équation-bilan s'écrit :  $2 \text{Ag}^+ + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Ag}$ .

#### Remarque

Oxydant ; les  $\text{Ag}^+$ . Réducteur ; le métal cuivre.

## II- Définitions

### 1- Oxydant - réducteur

- Un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons.

- Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons.

### 2- Oxydation - réduction

- Une oxydation est une réaction chimique au cours de laquelle un réducteur (espèce chimique) cède un ou plusieurs électrons. Exemple :  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 e^-$ .

- Une réduction est une réaction chimique au cours de laquelle un oxydant (espèce chimique) capte un ou plusieurs électrons. Exemple :  $\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$ .

### 3- Couple redox $M^{n+}/M$

#### 3.1- Couple $Cu^{2+}/Cu$

Dans les expériences (1) et (2), les ions  $Cu^{2+}$  ont été réduits en atome de cuivre ;  $Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu$ . Dans l'expérience (4), les atomes de cuivre sont ont été oxydés en ions  $Cu^{2+}$  ;  $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2 e^-$ . On résume les deux réactions chimiques en une demi-équation électronique comme suit ;  $Cu^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons Cu$ . On dit l'ion  $Cu^{2+}$  et l'atome de cuivre forme un couple oxydant-réducteur (ou couple redox) noté  $Cu^{2+}/Cu$ .

#### 3.2- Généralisation

Lorsqu'on peut passer d'une part, d'un métal M à son l'ion métallique  $M^{n+}$  par une **oxydation**, et d'autre part, d'un ion métallique  $M^{n+}$  à son métal M par une **réduction**, alors on dit que l'ion  $M^{n+}$  et le métal M constitue un **couple redox** noté  $M^{n+}/M$ , auquel on associe la demi-équation électronique ;



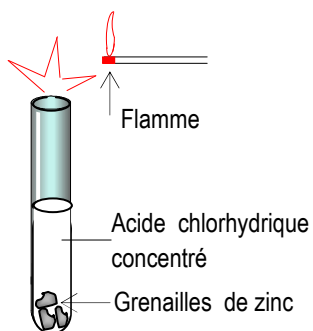
#### Exemples

Couples	$Ag^+/Ag$	$Fe^{2+}/Fe$	$Al^{3+}/Al$
Demi-équations électroniques	$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$	$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$	$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al$

#### Remarque

L'oxydant et le réducteur sont dits conjugués.

### 4- Action de l'acide chlorhydrique sur les métaux



#### 4-1. Expériences 1 et observations

Dans un tube à essais, introduisons quelques grenailles de zinc puis recouvrons-les d'acide chlorhydrique concentré. Voir la figure ci-dessous.

- Un intense bouillonnement se produit immédiatement dû à un dégagement gazeux qui prend naissance sur le métal.
- Lorsqu'on approche une flamme de l'ouverture du tube à essais, il se produit une explosion.

Le gaz dégagé est du dihydrogène.

- Quelques gouttes d'hydroxyde de sodium dans le tube à essais donnent un précipité blanc qui se redissout si l'on continue d'en ajouter. La solution contient des ions  $Zn^{2+}$ .

#### 4-2. Interprétation

- L'atome de zinc cède 2 électrons selon la demi-équation électronique ;  $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ . L'atome de zinc s'oxyde en ion  $Zn^{2+}$ .

- Deux ions  $H^+$  capte chacun 1 électron selon la demi-équation électronique ;  $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ . L'ion  $H^+$  se réduit en molécule de dihydrogène.

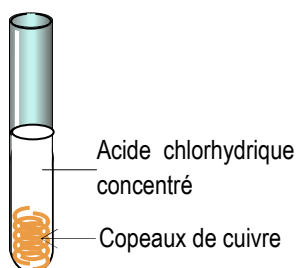
#### 4-3. Conclusion

La solution d'acide chlorhydrique ( $H^+$ ,  $Cl^-$ ) a réagi avec le zinc. Il s'est formé du dihydrogène et des ions  $Zn^{2+}$  suivant l'équation-bilan :  $2(H^+ ; Cl^-) + Zn \rightarrow H_2 + (Zn^{2+} ; Cl^-)$ .

Il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction. Le zinc réduit les ions  $H^+$  en molécule de dihydrogène.

#### Remarque

Tout comme l'acide chlorhydrique, l'acide sulfurique ( $H_2SO_4$ ) oxyde le zinc, le fer, l'aluminium, ... en ions  $Zn^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Al^{3+}$ , ...



#### 4.4- Expériences 2

Introduisons des copeaux de cuivre dans un tube à essais contenant une solution d'acide chlorhydrique. Voir la figure ci-dessous.

Il ne se produit aucune réaction chimique quelque soit la durée de l'expérience. Le cuivre reste inattaqué par l'acide chlorhydrique.

- Le cuivre ne peut pas réduire l'ion  $H^+$  en molécule de dihydrogène.
- L'ion  $H^+$  ne peut pas oxyder le cuivre.

Remarque

Tout comme l'acide chlorhydrique, l'acide sulfurique ( $H_2SO_4$ ) ne peut pas oxyder le cuivre, l'argent, l'or, le platine, le palladium, ...

5- Couple  $H^+/H_2$  (ou  $H_3O^+/H_2$ )5.1- Expérience et observation

- Faisons passer un courant de dihydrogène sur un papier filtre imbibé d'une solution de nitrate d'argent ( $Ag^+ ; NO_3^-$ ).

- Au bout de quelques instants, des petits grains noirs (fines particules d'atomes d'argent) apparaissent sur le papier filtre.

5.2- Interprétation

- Les ions  $Ag^+$  se réduisent en atomes d'argent suivant la demi-équation électronique ;  $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$ .

- Les électrons nécessaires à la réduction des ions  $Ag^+$  ont été cédés par le dihydrogène suivant la demi-équation électronique ;  $H_2 \rightarrow 2 H^+ + 2e^-$ .

5.3- Conclusion

La réduction des ions  $H^+$  en molécule de dihydrogène,  $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ , et l'oxydation du dihydrogène en ions  $H^+$ ,  $H_2 \rightarrow 2 H^+ + 2e^-$ , sont deux réactions inverses auxquelles on associe le couple redox  $H^+/H_2$  (ou  $H_3O^+/H_2$ ). La demi-équation électronique correspondant est :  $2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$ .

6- Réaction d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction est une réaction chimique spontanée entre deux couples redox dans un sens bien déterminé. Toute réaction d'oxydoréduction est un transfert d'électrons entre les couples redox  $Ox_1/Red_1$  et  $Ox_2/Red_2$  selon l'équation-bilan ;  $n_2 Ox_1 + n_1 Red_2 \rightarrow n_1 Ox_2 + n_2 Red_1$ .

Exemples

Couples	$Cu^{2+}/Cu$ et $Fe^{2+}/Fe$	$Ag^+/Ag$ et $Cu^{2+}/Cu$	$Fe^{2+}/Fe$ et $Zn^{2+}/Zn$
Equation-bilan	$Cu^{2+} + Fe \rightarrow Fe^{2+} + Cu$	$2 Ag^+ + Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2 Ag$	$Fe^{2+} + Zn \rightarrow Zn^{2+} + Fe$

Application 1

- Définir les termes suivants : Oxydant, réducteur, oxydation et réduction.
- Qu'appelle-t-on réaction d'oxydoréduction ? Couple oxydant-réducteur ? Demi-équation électronique ?

Application 2

- Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre :

1.1. Les ions cuivre II et le fer.

1.2. Les ions or et le plomb.

Préciser dans les réactions ci-dessus, l'oxydant et le réducteur, l'espèce chimique qui s'oxyde et celle qui se réduit.

- Compléter les phrases suivantes :

2.1. La réaction entre les ions cuivre II et le fer est une oxydation de..... par .....

2.2. La réaction entre les ions or et le plomb est une réduction de ..... par .....

Application 3

- Compléter les équations-bilans ci-dessous puis donner les couples oxydants-réducteurs correspondants.

1.1. .... + .....  $\rightarrow$  ....  $Al^{3+}$  + .... Ni

1.2.  $Cu + Hg^{2+} \rightarrow$ ..... + .....

1.3.  $Fe +$  .....  $\rightarrow$  ..... + .... Ag

2. Une lame de fer de masse 500mg est plongé dans 50mL d'acide chlorhydrique de concentration  $C_1 = 1 \text{ mol/L}$ .

- Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit.

2.2. Comment peut-on identifier le gaz qui se dégage ?

Calculer son volume dans les CNTP lorsque tout le clou a été oxydé.

2.3. Calculer la concentration des ions présents dans le mélange en fin de réaction.

On négligera celle des ions  $\text{OH}^-$ .

3. On agite, pendant plusieurs heures, un mélange contenant 50mL de solution de sulfate de cuivre de concentration  $C_2 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$  et 224mg de poudre de fer.

On admettra que la réaction qui a eu lieu est totale. A partir de l'équation-bilan de la réaction, calculer :

3.1. La concentration des ions métalliques présents dans la solution.

3.2. La masse de dépôt de cuivre.

3.3. La masse de fer restant à la fin de la réaction.

**Application 4** On donne  $V_m = 24 \text{ L/mol}$  et  $M(\text{Ni}) = 59 \text{ g/mol}$ .

On introduit 300mg de nickel dans 250cm<sup>3</sup> d'acide sulfurique concentration  $C = 0,1 \text{ mol/L}$ .

1. Ecrire le couple redox associé au nickel

2. Ecrire l'équation chimique de dissociation dans l'eau de l'acide sulfurique.

3. En déduire l'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction entre le nickel et l'acide sulfurique.

4. Calculer ;

4.1- La concentration des ions  $\text{H}^+$  présents dans l'acide sulfurique.

4.2. La concentration de toutes les espèces chimiques présentes en solution, à la fin de la réaction.

4.3. Le volume de dihydrogène dégagé.

### III- Classification qualitative de couples redox

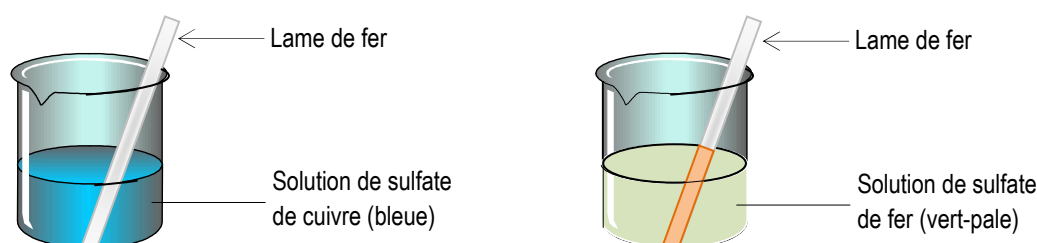
1- Force d'un couple redox

1.1- Comparaison des couples redox  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  et  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$

a/ Expériences 1 et observations

Plongeons une lame de fer dans une solution de sulfate de cuivre ( $\text{Cu}^{2+}$  ;  $\text{SO}_4^{2-}$ ).

Voir la figure ci-dessous.



- La solution bleue devient vert-pale. Les atomes de fer se transforment en ions  $\text{Fe}^{2+}$ .

- On observe un dépôt rougeâtre sur la lame de fer. Les ions  $\text{Cu}^{2+}$  se transforment en atomes de cuivre.

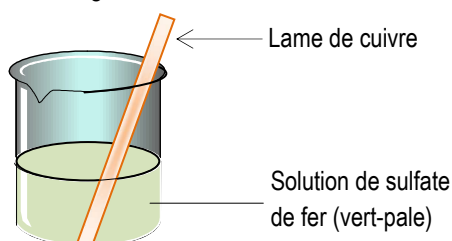
b/ Conclusion

Chaque atome de fer cède 2 électrons à un ion  $\text{Cu}^{2+}$ . Les ions  $\text{Cu}^{2+}$  oxydent le fer. De même le fer réduit les ions  $\text{Cu}^{2+}$ .

c/ Expériences 2

Plongeons une lame de cuivre dans une solution de sulfate de fer ( $\text{Fe}^{2+}$  ;  $\text{SO}_4^{2-}$ ).

Voir la figure ci-dessous.



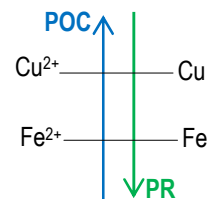
Il ne se produit aucune réaction chimique entre les ions  $\text{Fe}^{2+}$  et les atomes de cuivre quelque soit la durée de l'expérience.

- Un atome de cuivre ne peut pas céder d'électrons à un ion  $\text{Fe}^{2+}$ .

- Les ions  $\text{Fe}^{2+}$  n'oxydent pas les atomes de cuivre. De même le fer ne réduit pas l'ion  $\text{Cu}^{2+}$ .

### 1.2- Résultat

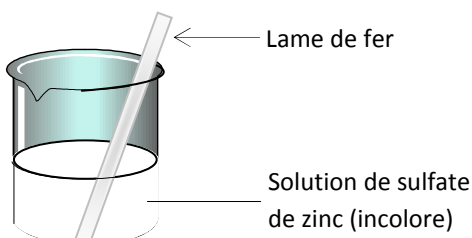
Le fer est plus réducteur que le cuivre et l'ion  $\text{Cu}^{2+}$  est plus oxydant que l'ion  $\text{Fe}^{2+}$ . On classe les couples  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  et  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  comme suit :



### 1.3- Comparaison des couples redox $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ et $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$

#### a/ Expériences et observations

Plongeons une lame de fer dans une solution de sulfate de zinc ( $\text{Zn}^{2+}$  ;  $\text{SO}_4^{2-}$ ).



Voir la figure ci-dessous.

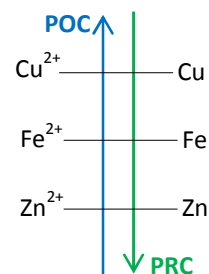
Il ne se produit pas réaction chimique entre les ions  $\text{Zn}^{2+}$  et les atomes de fer.

- Les atomes de fer ne peuvent pas céder d'électrons aux ions  $\text{Zn}^{2+}$ .

- Les ions  $\text{Zn}^{2+}$  n'oxydent pas le fer. De même le fer ne peut pas réduire les ions  $\text{Zn}^{2+}$ .

#### b/ Conclusion

Le zinc est plus réducteur que le fer. L'ion  $\text{Fe}^{2+}$  est plus oxydant que l'ion  $\text{Zn}^{2+}$ . On classe les couples  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ ,  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  et  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  comme suit :

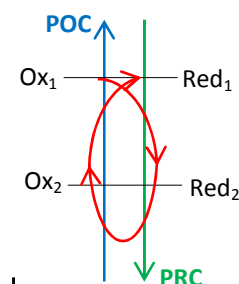


## 2- Principe de classification

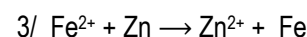
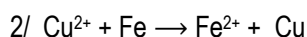
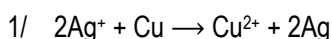
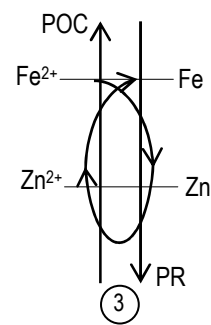
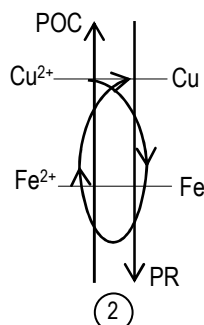
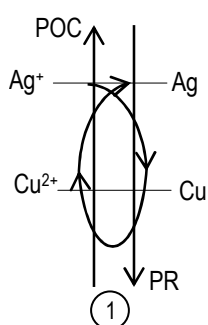
### 2.1- Règle du gamma

Dans une réaction d'oxydoréduction, l'oxydant le plus fort réagit avec le réducteur le plus fort pour donner l'oxydant le plus faible et le réducteur le plus faible.

Si on peut former la lettre «  $\gamma$  » en reliant les deux réactifs ( $\text{Ox}_1$  et  $\text{Red}_2$ ) aux deux produits ( $\text{Ox}_2$  et  $\text{Red}_1$ ), alors la réaction d'oxydoréduction (réaction spontanée) est possible entre les deux couples redox mise en présence.



### 2.2- Exemples



### 2.3- Place du couple $\text{H}^+/\text{H}_2$ (ou $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$ )

- L'ion hydronium ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) oxyde certains métaux comme le plomb, le nickel, le fer, le zinc, l'aluminium, le magnésium, ...

L'ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  est un oxydant plus fort que les ions métalliques  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ , ...

- En revanche, d'autres métaux comme le cuivre, l'argent, le palladium, le platine, l'or, ... ne peuvent pas être oxydés par les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

Le classement des couples  $\text{M}^{n+}/\text{M}$  permet de situer donc le couple  $\text{H}^+/\text{H}_2$  (ou  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$ ) au-dessus de tous les couples dont le métal est oxydable par l'ion  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

**Application 5**      *On donne en g/mol : H = 1, O = 16 et Cu = 63,5.*

Dans une solution de chlorure de mercure II, on plonge une lame de cuivre.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction chimique produite.
2. Le précipité bleu obtenu par l'addition d'une solution d'hydroxyde de sodium sur 100mL de solution, lavé et séché, a une masse  $m = 1,95\text{g}$ . Quelle est la concentration des ions cuivre II présents dans la solution à la fin de la réaction ?

**Application 6**      *On donne en g/mol : Al = 27.*

Les métaux suivants sont classés par ordre croissant de leur pouvoir réducteur :

Al, Zn, Fe, Cu, Ag.

1. Classer les cations métalliques correspondants par ordre croissant de leur pouvoir oxydant.
2. Que se passe-t-il si :

- 2.1. Une lame de fer tombe dans une solution de nitrate d'argent ?
- 2.2. Une lame de cuivre tombe dans une solution de sulfate de zinc ?

Ecrire l'équation-bilan correspondante dans le cas où il y a une réaction.

3. On oxyde une masse  $m$  d'aluminium par une solution de sulfate de cuivre de concentration  $C = 10^{-2}\text{ mol/L}$  et de volume  $V = 300\text{cm}^3$ .

- 3.1. Écrire l'équation-bilan correspondante à cette réaction
- 3.2. Calculer la masse  $m$ .

**Travaux dirigés****I- Réaction d'oxydoréduction****Exercice 1**      *On donne en g/mol : Cu = 63,5 ; Au = 197 et Cl = 35,5.*

Pour embellir sa bague en cuivre, Leslie la plonge dans  $25\text{cm}^3$  d'une aqueuse de chlorure d'or ( $\text{AuCl}_3$ ) de concentration  $C = 2 \cdot 10^{-2}\text{mol/L}$ .

La solution se colore en bleue et un dépôt brillant apparaît sur la bague.

1. Donner le nom et la formule du dépôt brillant.  
Quelle est l'ion responsable de la coloration bleue de la solution ?
2. Ecrire les demi-équations électroniques en précisant l'oxydant et le réducteur.
3. En déduire l'équation-bilan. Préciser les couples redox mis en jeu.
4. Le cuivre est en excès.
  - 4.1. Déterminer en fin de réaction la masse d'or déposée.
  - 4.2. La concentration molaire volumique des ions  $\text{Cu}^{2+}$ .

**Exercice 2**

On introduit une lame d'aluminium dans une solution de sulfate de cuivre. La solution se décolore progressivement et il apparaît un dépôt rougeâtre sur la lame d'aluminium.

1. Ecrire :
  - 1.1. Les couples redox mis en jeu.
  - 1.2. Les demi-équations électroniques correspondantes à ces couples.
  - 1.3. L'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction. En déduire l'espèce réductrice et l'espèce oxydante.
2. On donne en g/mol : Cu = 63,5 et Cl = 27.

Déterminer la masse minimale d'aluminium à introduire dans  $20\text{cm}^3$  d'une solution sulfate de cuivre de concentration  $C = 10^{-2}\text{mol/L}$  pour éliminer tous les ions cuivre II de la solution.

**Exercice 3** On donne en g/mol :  $Ag = 108$  ;  $S = 32$  et  $O = 16$ .

Une solution de sulfate d'argent ( $Ag_2SO_4$ ) est obtenue en dissolvant une masse  $m = 6,24g$  de cristaux de sulfate d'argent dans un volume  $V = 50mL$  d'eau distillée. A cette solution, on ajoute des copeaux de cuivre.

1. Ecrire l'équation-bilan de la dissolution des cristaux de sulfate d'argent ( $Ag_2SO_4$ ) dans l'eau. Calculer la concentration molaire volumique des ions argent.
2. En fin de réaction, il n'y a plus d'ions argent.
  - 2.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction produite.
  - 2.2. Quelle est l'espèce oxydante et l'espèce réductrice ?
3. Calculer en fin de réaction ;
  - 3.1. La masse d'argent obtenue.
  - 3.2. La concentration molaire volumique en ions  $Cu^{2+}$ .

## **II- Classification qualitative de couples redox**

**Exercice 1** On donne :  $M(Zn) = 65,4g/mol$ ,  $M(Ag) = 108g/mol$ ,  $e = 1,6 \cdot 10^{-19}C$  et  $\mathcal{N} = 6,02 \cdot 10^{23}mol^{-1}$ .

1. Une lame de cuivre est plongée dans 100mL d'une solution de nitrate d'argent de concentration  $C = 10^{-2}mol/L$ . Au bout de 1h, il s'est formé 65mg de métal argent. Quelle est la concentration de la solution en ions argent et en ions cuivre au bout d'une heure ?
2. On plonge une lame de zinc dans 150cm<sup>3</sup> d'une solution de nitrate d'argent de concentration  $C = 0,2mol/L$ .
  - 2.1. Justifier qu'il y a réaction d'oxydoréduction et écrire l'équation-bilan.
  - 2.2. Quelle masse d'argent se dépose-t-il sur la lame de zinc lorsque la quasi-totalité des ions argent ont disparu ?
  - 2.3. Calculer la masse de métal zinc disparu et la quantité d'électricité échangée au cours de cette réaction.

### **Exercice 2**

20mL d'une solution d'acide chlorhydrique sont mis en présence de 0,1g de zinc. On recueille, en fin de réaction 11,4cm<sup>3</sup> de dihydrogène, mesurés dans les CNTP, puis on sépare le zinc restant de la solution. On donne :  $M(Zn)=65,4g/mol$ .

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction
2. Calculer :
  - 2.1. La masse de zinc restant
  - 2.2. La concentration des ions zinc dans la solution
3. Quel volume d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $C = 0,5mol/L$  serait-il nécessaire pour transformer tous les ions zinc en précipité blanc d'hydroxyde de zinc ?
4. Que se passe-t-il si on ajoute encore de l'hydroxyde de sodium ?

### **Exercice 3**

50g d'un mélange de poudre de cuivre et de zinc sont mis en présence d'acide chlorhydrique en excès.

1. Lorsque la réaction s'arrête, on observe un résidu. Donner sa nature.
2. Comment peut-on identifier les ions métalliques présents dans la solution ?
3. On recueille un volume  $V=11,2L$  de dihydrogène mesuré dans les CNTP. Calculer la masse de cuivre et celle de zinc dans le mélange.

**Exercice 4** On donne en g/mol:  $O = 16$  ;  $N = 14$  ;  $Ag = 108$  et  $Cu = 63,5$ .

On a fabriqué une solution en dissolvant 12,3g de nitrate de cuivre II et 34g de nitrate d'argent dans 500mL d'eau. On néglige toutes les variations de volume pendant la dissolution.

1. Ecrire la formule statistique du nitrate de cuivre II et celle du nitrate d'argent.
2. Calculer les concentrations molaires des ions  $Cu^{2+}$ ,  $Ag^+$  et  $NO_3^-$  présents dans la solution.
3. Quelle est, en fin de la réaction, la masse du dépôt formé sur une lame de cuivre introduite dans 200mL de la solution ?
4. En déduire la nouvelle valeur de la concentration des ions cuivre II dans la solution.
5. Quelle serait, en fin de la réaction, la masse du dépôt formé sur une lame de zinc introduite dans 200mL de la même solution ?

### Exercice 5

On dispose de deux béchers contenant chacun 100mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration 2mol/L.

1. Dans le premier bécher, on introduit 1,8g de poudre d'aluminium.

Ecrire l'équation-bilan de la réaction produite et calculer le volume de dihydrogène dégagé dans les CNTP. On donne en g/mol :  $Al = 27$  ;  $Fe = 56$ .

2. Dans le second bécher, on introduit 0,54g d'aluminium et 5g de limaille de fer. Calculer :

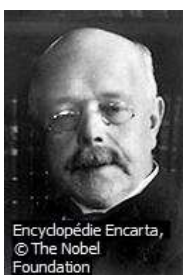
- 2.1. La masse de métal restant éventuellement
- 2.2. Les concentrations molaires volumiques des ions en solution.

**Exercice 6**  $V_m = 22,4 \text{ mol/L}$  ;  $M(Al) = 27 \text{ g/mol}$  ;  $M(Cu) = 63,5 \text{ g/mol}$  et  $M(Mg) = 24,3 \text{ g/mol}$ .

Un échantillon de 5g d'un alliage d'aluminium, de cuivre et de magnésium à 4% en masse de cuivre est traité par 300mL d'acide sulfurique à froid à 1mol/L. On obtient un dégagement de dihydrogène de volume  $V = 5,712 \text{ L}$  et un résidu solide de masse  $m = 0,2 \text{ g}$ .

1. Donner la nature du résidu.
2. Ecrire les équations-bilans des réactions mises en jeu.
3. Calculer la quantité de matière d'aluminium et de magnésium dans cet alliage.
4. En déduire sa composition massique.
5. Calculer la concentration molaire volumique des ions présents dans la solution à la fin de la réaction.
6. Montrer que la solution est électriquement neutre.

### Un peu d'histoire de la science



Encyclopédie Encarta,  
© The Nobel  
Foundation

**Nernst, Walther Hermann** (1864-1941), chimiste physicien allemand, lauréat du prix Nobel, surtout connu pour ses contributions dans le domaine de la thermodynamique. La thermodynamique traite de la relation entre la chaleur et le travail et de la conversion entre une forme d'énergie et une autre. En étendant les principes exposés dans les deux premières lois, Nernst développa la troisième loi de la thermodynamique, qui fut utile dans le développement de la théorie quantique, concernant la structure et l'énergie de l'atome.

Nernst naquit à Briesen (aujourd'hui Warbrzezno, en Pologne) et fit ses études aux universités de Zurich, Berlin, Graz et Wurzburg. Après avoir été professeur à l'université de Göttingen, il fut nommé professeur de physique à l'université de Berlin en 1905 et devint plus tard le directeur de l'Institut de physique expérimentale de Charlottenburg (Berlin). En 1925, il fut nommé directeur de l'Institut de physique de l'université de Berlin.

Nernst développa une lampe électrique, appelée la lampe Nernst, plus efficace que les anciennes lampes à arc à électrodes de charbon, mais qui devint obsolète avec le développement des lampes modernes à filament. Il apporta des contributions remarquables à l'étude des équilibres chimiques et à la théorie des solutions, en particulier en ce qui concerne la nature des électrolytes. Il mena aussi d'importantes recherches sur les substances à des températures extrêmement basses. Nernst reçut en 1920 le prix Nobel de chimie.

Chapitre 2Titre du cours : Classification des couples oxydo-réducteursObjectifs spécifiques**Classification quantitative de quelques couples oxydant/réducteurs**

- Réaliser une pile en associant deux couples  $M^{n+}/M$  différents.
- Préciser sa polarité et définir sa f.é.m.
- Définir le potentiel d'oxydoréduction d'un couple  $M^{n+}/M$ .
- Distinguer le potentiel d'oxydoréduction et le potentiel standard.
- Etablir et utiliser un classement quantitatif des couples oxydant/réducteurs.

Plan du cours

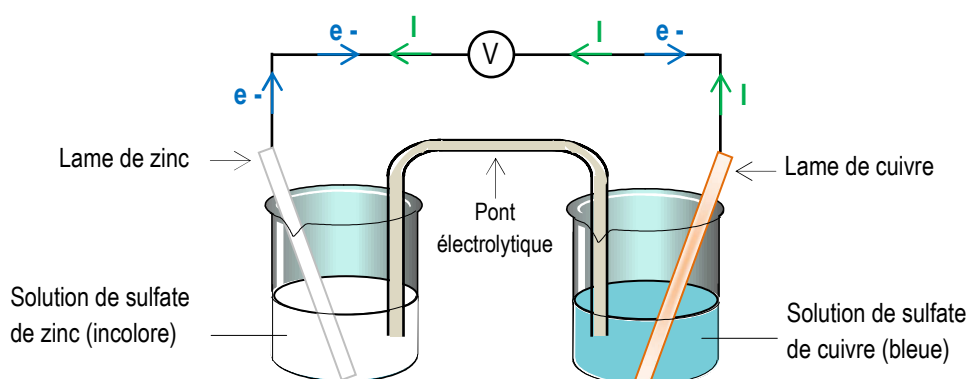
Voir cours

Classification de couples oxydo-réducteursAmorce

La classification qualitative de couples redox permet de prévoir le sens d'une réaction possible d'oxydoréduction mais elle ne dit pas si elle est totale ou non. La classification quantitative de couples redox, basée sur la variation de la grandeur physique appelée **potentiel d'oxydoréduction**, permet de répondre à cette question.

**I- Etude de la pile Daniell****1. Réalisation**

Voir le montage ci-dessus et la figure ci-dessous

**1.1- Observations**

- L'aiguille du voltmètre est déviée. La tension mesurée est appelée la f.é.m. E de la pile.
- Un courant circule entre les lames de cuivre et de zinc.

**Sens à l'extérieur de la pile: de la lame de cuivre vers la lame de zinc.**

**Sens à l'intérieur de la pile: de la lame de zinc vers la lame de cuivre.**

- Le pont électrolytique (colonne contenant du coton imbibé d'une solution de KCl) permet la migration des ions d'une solution à une autre.
- Quand on laisse la pile débiter pendant longtemps, on remarque que la lame de zinc diminue et celle de cuivre augmente.

## 1.2- Interprétation

### a/ Réactions aux électrodes

- A la borne négative, les électrons sont fournis par la lame de zinc. Il se produit **une oxydation** suivant la demi-

équation électronique ;  $\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ .

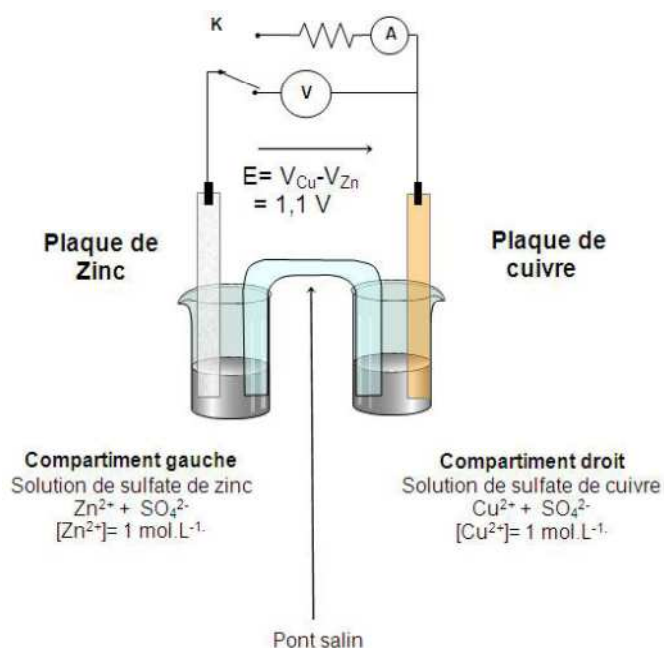
La lame de zinc diminue.

- Les électrons cédés par la lame de zinc sont consommés par les ions  $\text{Cu}^{2+}$  de la solution de sulfate de cuivre. Il se produit **une réduction** des ions  $\text{Cu}^{2+}$  suivant la demi-

équation électronique ;  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$ .

Il y a un dépôt de cuivre sur la lame de cuivre qui augmente sa masse. La lame de cuivre est la borne positive.

- Le fonctionnement de la pile se traduit par la réaction d'oxydoréduction suivante ;



### Remarque

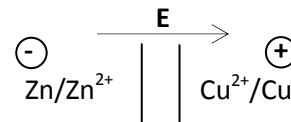
- La borne positive d'une pile est toujours le siège d'une réaction de réduction.

- Lorsque la pile fonctionne, les réactions aux électrodes entraînent une augmentation des ions  $\text{Zn}^{2+}$  à la cathode (ou une diminution de la lame de zinc) et une diminution des ions  $\text{Cu}^{2+}$  à l'anode (ou une augmentation de la lame de cuivre).

- Pour assurer l'électroneutralité de chacune des solutions de ( $\text{Zn}^{2+}$  ;  $\text{SO}_4^{2-}$ ) et ( $\text{Cu}^{2+}$  ;  $\text{SO}_4^{2-}$ ), les ions  $\text{Cl}^-$  migrent vers la cathode (lame de zinc) et les ions  $\text{K}^+$  vers l'anode (la lame de cuivre).

### b/ Représentation de la pile

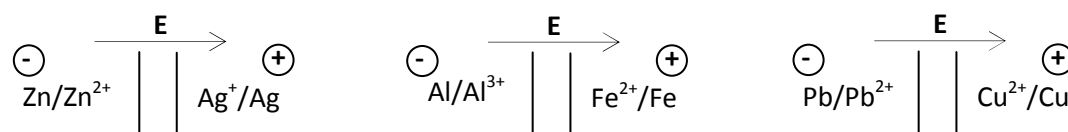
Voir la figure ci-contre



## 1.3- Conclusion

Lorsque la pile zinc - cuivre (pile Daniell) débite, la concentration des ions  $\text{Zn}^{2+}$  augmente et celle des ions  $\text{Cu}^{2+}$  diminue. Cette variation de concentration des ions  $\text{Zn}^{2+}$  et  $\text{Cu}^{2+}$  entraîne la diminution de la fém. E de la pile.

## 2. Représentation des quelques piles



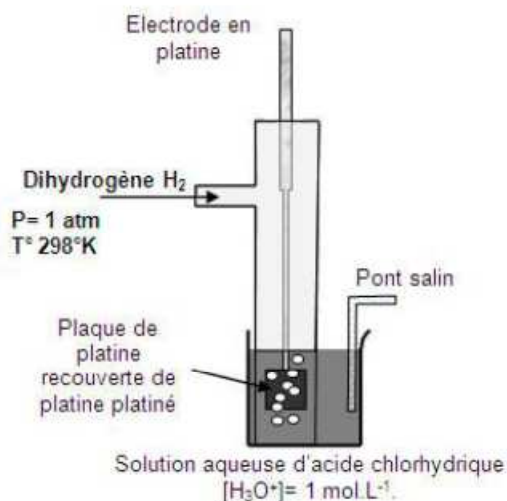
Piles	Equations aux électrodes	Equation-bilans
Zinc – argent	Cathode : $\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ Anode : $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	$2\text{Ag}^+ + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Ag}$
Aluminium – fer	Cathode : $\text{Al} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$ Anode : $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	$3\text{Fe}^{2+} + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{Fe}$
Plomb – cuivre	Cathode : $\text{Pb} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$ Anode : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+} + \text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{Cu}$

## II- Potentiel d'oxydoréduction et classification quantitative de couples redox

### 1- Electrode normale à hydrogène

Le couple  $H^+/H_2$  (ou  $H_3O^+/H_2$ ) pris dans les conditions standard ( $pH = 0$  ; pression  $P = 1\text{ bar}$  ou  $P = 10^5$  Pa,  $T = 298\text{ K}$  ou  $t = 25^\circ\text{C}$ ) est le couple de référence. L'électrode normale à hydrogène est la demi-pile de référence. Son potentiel est choisi nul à toute température et se note  $E(H^+/H_2) = 0$ .

Voir la figure ci-dessous.

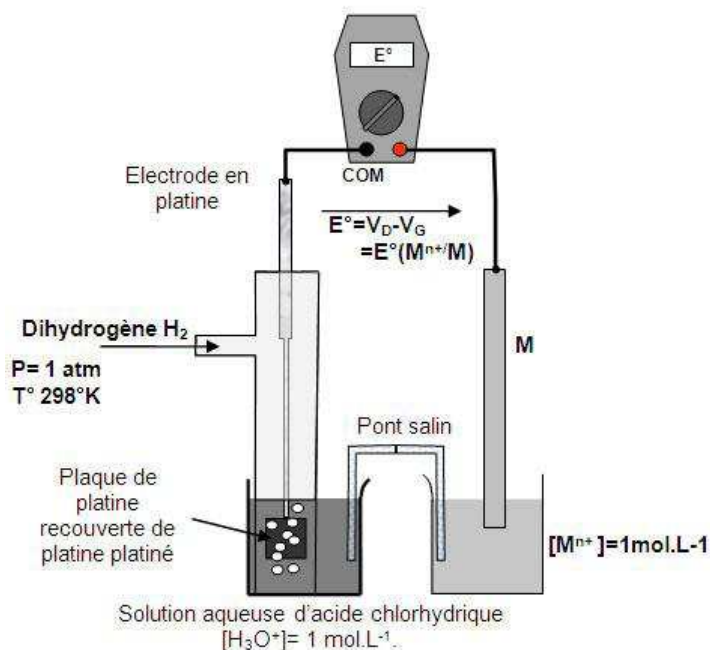


### 2- Potentiel standard d'oxydoréduction

#### 2.1- Potentiel redox d'un couple $M^{n+}/M$

Le potentiel d'oxydoréduction ou potentiel redox d'un couple  $M^{n+}/M$  est le potentiel du métal  $M$  mesuré par rapport à l'électrode normale à hydrogène (ou ENH) dans la demi-pile obtenue en associant la demi-pile  $M/M^{n+}$  // à l'ENH. On la note  $E(M^{n+}/M)$ .

Voir la figure ci-dessous.



## 2.2- Mesure de la fém. d'une pile

La fém. d'une pile est égale à la ddp entre les bornes des demi-piles qui la constitue. Pour la pile  $M/M^{n+} // à l'ENH$ ,  $E = V(M^{n+}/M) - V(H^+/H_2)$ .

On distingue 2 cas possibles :

- Le métal M est un réducteur plus faible que le dihydrogène (ou l'ion  $M^{n+}$  est un oxydant plus fort que l'ion  $H^+$ ). L'ENH est la borne négative de la pile.

Sa fém. est :  $E = V(M^{n+}/M) - V(H^+/H_2) = V(M^{n+}/M) - 0 = E(M^{n+}/M)$ .  $E = E(M^{n+}/M) = V_M$ .

- Le métal M est un réducteur plus fort que le dihydrogène (ou l'ion  $M^{n+}$  est un oxydant plus faible que l'ion  $H^+$ ). L'ENH est la borne positive de la pile.

Sa fém. est :  $E = V(H^+/H_2) - V(M^{n+}/M) = 0 - V(M^{n+}/M) = -E(M^{n+}/M)$ .  $E = -E(M^{n+}/M) = -V_M$ .

### Remarque

Le potentiel redox standard noté  $E^\circ$  est celui mesuré dans les conditions standards (pression des espèces chimiques gazeuses  $P = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$ , température  $t = 25^\circ\text{C}$ , Concentration des espèces chimiques en solution  $C = 1 \text{ mol/L}$ ).

## 2.3- Bornes et calcul de la fém. d'une pile

- La borne positive d'une pile est constituée par le métal du couple de potentiel standard le plus élevé.

La réaction d'oxydoréduction possible entre deux couples redox mise en présence est celle qui se produit entre l'oxydant du couple dont le potentiel standard est plus grand et le réducteur dont le potentiel standard est plus petit. Elle est totale si la différence en valeur absolue des potentiels standards des couples est supérieure à 0,3V.

- La fém. d'une pile dans les conditions standards est égale à la différence entre le potentiel standard du couple dont le métal (l'électrode) constitue la borne positive et le potentiel standard du couple dont le métal (l'électrode) constitue la borne négative.  $E = E^\circ(+) - E^\circ(-)$ .

### Exemple

Considérons la pile plomb-argent constituée, dans les conditions standard, par les couples  $Pb^{2+}/Pb$  et  $Ag^+/Ag$ .

Couples redox	$Pb^{2+}/Pb$	$Ag^+/Ag$
Potentiels standard	$E^\circ = -0,13 \text{ V}$	$E^\circ = 0,80 \text{ V}$
Borne de la pile	Le plomb est la borne négative	L'argent est la borne positive
Représentation	$(-) Pb/Pb^{2+} // Ag^+/Ag (+)$	
Fém. E	$E = E^\circ(+) - E^\circ(-) = 0,8 - (-0,13) = 0,93 \text{ V}$	

## 3- Classification quantitative de couples redox

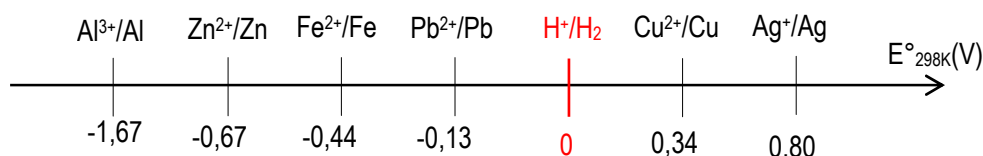
### 3.1- Principe

Pour comparer deux couples  $M_1^{n1+}/M_1$  et  $M_2^{n2+}/M_2$ , on constitue une pile électrochimique

$(-) M_1/M_1^{n1+} // M_2^{n2+}/M_2 (+)$ , en associant les deux demi-piles correspondants.

### 3.2- Exemples

En choisissant le potentiel standard du couple redox  $H^+/H_2$  (ou  $H_3O^+/H_2$ ) comme la référence des potentiels redox standards, on obtient le classement suivant.



**Application 1**

1. Dans une pile, quel métal constitue la borne positive ? Quel métal constitue la borne négative ?
2. Quel est le rôle du pont salin dans une pile ?
3. comment peut-on prévoir la réaction spontanée entre deux couples redox connaissant leur potentiel ?
4. Définir la f.é.m. d'une pile. Comment la mesure-t-on ?
5. Utiliser la classification électrochimique qualitative des couples redox pour identifier les pôles des piles formées par l'association des demi-piles suivantes :  
Pb<sup>2+</sup>/Pb et Fe<sup>2+</sup>/Fe ; Ag<sup>+</sup>/Ag et Fe<sup>2+</sup>/Fe ; Cu<sup>2+</sup>/Cu et Ag<sup>+</sup>/Ag ; Cu<sup>2+</sup>/Cu et Al<sup>3+</sup>/Al
- 5.1. Donner la représentation conventionnelle de ces piles
- 5.2. Ecrire les demi-équations aux électrodes puis l'équation-bilan qui se produit lorsque la pile fonctionne.

Proposition : Donner les réponses dans un tableau.

**Application 2**

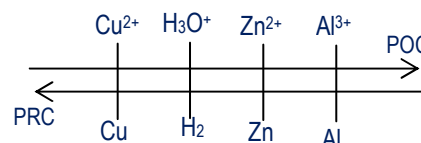
On donne :  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34\text{V}$  ;  $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,23\text{V}$  ;  $M(\text{Ni}) = 58,7\text{g/mol}$  ;  $\mathcal{N} = 6,02 \cdot 10^{23}\text{mol}^{-1}$  et  $e = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$ .

1. On désire constituer une pile faisant intervenir les couples Cu<sup>2+</sup>/Cu et Ni<sup>2+</sup>/Ni.
  - 1.1. Quel est la borne positive de cette pile ? Que vaut sa force électromotrice (fém.) E ?
  - 1.2. Donner sa représentation.
2. Quelle masse la cathode perd-elle lorsque la pile débite un courant de 10mA en 2h ?

**Application 3** On donne :  $M(\text{Al}) = 27\text{g/mol}$  et  $M(\text{Zn}) = 65,4\text{g/mol}$ .

14g d'un mélange de poudre de zinc, de cuivre et d'aluminium sont attaqués par l'acide chlorhydrique en excès. Il reste un résidu solide de 3,2g et le gaz dégagé occupe un volume de 6,8L ; mesuré dans les CNTP.

1. Donner la nature du résidu. En déduire la masse de cuivre dans le mélange.
2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'une part, entre l'acide chlorhydrique et le zinc et d'autre part, entre l'acide chlorhydrique et l'aluminium.
3. Calculer la masse de zinc et celle d'aluminium dans le mélange.
4. Déterminer le pourcentage en masse de zinc, de cuivre et d'aluminium dans le mélange.

**Résolution**

1. Le résidu est du cuivre. La masse de cuivre  $m(\text{Cu}) = 3,2\text{g}$

2. Equation-bilan des réactions



3. Calcul de masse.  $n_1 + n_2 = n(\text{H}_2)$  et  $m(\text{Al}) + m(\text{Zn}) = 14 - 3,2 = 10,8\text{g}$ . Or  $n(\text{H}_2) = \frac{6,8}{22,4} = 0,3\text{mol}$ .

$$\text{D'où le système d'équation} \begin{cases} n_1 + n_2 = 0,3 \\ 65,4 n_1 + 27 \left(\frac{2}{3}\right) n_2 = 10,8 \end{cases} \quad n_1 = 0,115\text{mol} \text{ et } n_2 = 0,185\text{mol}.$$

La masse d'aluminium  $m(\text{Al}) = 27 \times \left(\frac{2}{3}\right) \times 0,185 = 3,34\text{g}$ .

La masse de zinc  $m(\text{Zn}) = 65,4 \times 0,115 = 7,52\text{g}$ .

4. Calcul de pourcentage

$\% \text{Cu} = 3,2 \times 100 / 14 = 22,86$  ;  $\% \text{Al} = 3,34 \times 100 / 14 = 23,86$  ;  $\% \text{Zn} = 7,52 \times 100 / 14 = 53,71$ .

**Travaux dirigés**

**Exercice 1** On donne :  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34\text{V}$  ;  $E^\circ(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,50\text{V}$  ;  $M(\text{Au}) = 197\text{g/mol}$  ;  $M(\text{Cu}) = 63,5\text{g/mol}$ .

On place 50mg de cuivre dans 100mL d'une solution de chlorure d'or ( $\text{AuCl}_3$ ) de concentration  $C=10^{-2}\text{mol/L}$  puis on agite constamment la solution jusqu'à ce que la réaction soit terminée.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction. Cette réaction est-elle totale.
2. Calculer en fin de réaction :
  - 2.1. La concentration de chacun des ions métalliques en solution.
  - 2.2. La masse du dépôt d'or.
  - 2.3. Quel est l'intérêt de cette réaction ?

**Exercice 2**

1. On introduit 27mg de poudre d'aluminium dans 100mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $C = 0,1\text{mol/L}$ .

- 1.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction à partir des demi-équations électroniques.
- 1.2. Calculer :
  - 1.2.1. Le volume de dihydrogène dégagé, mesuré dans les conditions normales, quand toute la poudre a disparu.
  - 1.2.2. La concentration de tous les ions présents dans la solution à la fin de la réaction.
2. On considère la pile formée en associant les deux demi-piles représentées par  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  et  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  dans les conditions standards.
  - 2.1. Donner la représentation de la pile. Indiquer sa polarité.
  - 2.2. Ecrire l'équation-bilan qui se produit dans la pile et calculer la fém. E.
  - 2.3. Calculer la variation de masse aux électrodes quand la pile débite un courant  $I=20\text{mA}$  pendant une heure. On donne:  $M(\text{Zn})=65,4\text{g/mol}$  ;  $M(\text{Ag})=108\text{g/mol}$  ;  $M(\text{Al})=27\text{g/mol}$  ;  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag})=0,8\text{V}$  ;  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})=-0,76\text{V}$  ;  $\mathcal{N}=6,02.10^{23}\text{mol}^{-1}$  et  $e=6,02.10^{-19}\text{C}$ .

**Exercice 3**

1. Compléter le tableau ci-dessous en y inscrivant ce que l'on peut observer lorsqu'on plonge un métal dans chacune des solutions.

	Cuivre (Cu)	Argent (Ag)	Fer (Fe)
$(\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-})$			
$(\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-)$			
$(\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-})$			

2. A l'aide du tableau, on réalise des piles de type Daniell avec comme électrodes, les métaux pris deux à deux. Pour chaque pile :

- 2.1. Indiquer la polarité.
- 2.2. Ecrire l'équation-bilan qui se produit lorsque la pile débite.
- 2.3. Calculer la fém. correspondante.

On donne:  $M(\text{Fe})=56\text{g/mol}$  ;  $M(\text{Cu})=63,5\text{g/mol}$  ;  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag})=0,8\text{V}$  ;  $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})=-0,44\text{V}$  ;  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})=0,34\text{V}$  ;  $\mathcal{N}=6,02.10^{23}\text{mol}^{-1}$  et  $e=6,02.10^{-19}\text{C}$ .

3. Considérons la pile formée avec les métaux fer et cuivre pour électrodes. La solution dans laquelle est plongée la lame de cuivre est saturée en sulfate de cuivre II.

- 3.1. Pourquoi la solution de sulfate de cuivre est-elle saturée en ion cuivre II ?
- 3.2. Calculer la masse de fer nécessaire pour que la pile débite un courant constant d'intensité  $I = 0,1\text{A}$  pendant 3jours.

#### Exercice 4

On plonge dans un volume  $V=500\text{mL}$  d'une solution de chlorure de cuivre II, une plaque d'étain. On constate :

- un dépôt de cuivre sur l'étain,
- la décoloration progressive de la solution de chlorure de cuivre II
- la perte de masse de la plaque d'étain.

Quand la solution est complètement décolorée, la perte de masse est 55mg.

1. que traduit la décoloration complète de la solution de chlorure de cuivre II ?

2. Ecrire les demi-équations redox et l'équation-bilan qui en résulte.

3. Calculer :

3.1. Le nombre de moles de cuivre déposés sur l'étain.

3.2. La concentration initiale de chlorure II dans la solution.

3.3. La masse de chlorure d'étain que l'on obtiendrait si on évaporait l'eau.

Les couples oxydant/réducteurs mis en jeu sont :  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  et  $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$ .

4. Quel est l'oxydant le plus fort ? Le réducteur le plus fort ?

5. Est-il possible d'observer une réaction entre une solution de chlorure d'étain et le métal cuivre ?

Justifier votre réponse. On donne:  $M(\text{Sn})=118,7\text{g/mol}$  ;  $M(\text{Cl})=35,5\text{g/mol}$ .

#### Exercice 5

1. Le chrome peut être oxydé par les ions hydroniums de l'acide chlorhydrique.

Placer le couple  $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}$  par rapport au couple  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$ .

2. donner la polarité de la pile associant les couples redox  $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}$  et  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ .

Ecrire les équations aux électrodes et l'équation-bilan de la réaction qui se produit lors la pile fonctionne.

3. La fém. de la pile est 1,08V. Quelle est le potentiel normal standard du couple  $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}$  ?

4. Peut-on chromer :

4.1. Une médaille de fer en le plongeant dans une solution de sulfate de chrome ?

Justifier votre réponse.

4.2. Une statu de zinc en le plongeant dans une solution de sulfate de chrome ? la réaction est-elle totale ? On donne :  $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{V}$  ;  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{V}$ .

#### Exercice 6

Les piles constituées par l'association de deux couples  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  et  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$  d'une part et  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$   $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  d'autre part, ont respectivement des fém. de 0,90V et 1,56V.

Dans les deux cas, l'électrode d'argent est la borne positive de la pile.

1. Le potentiel normal standard de l'argent est  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8\text{V}$ .

Donner ceux du plomb et du zinc.

2. Classer ces métaux (argent, plomb et zinc) par pouvoir réducteur croissant.

3. Calculer la fém. de la pile obtenue en associant les couples  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  et  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$ . Quelle est la polarité de la pile obtenue ?

4. Faire le schéma de la pile résultant de l'association en concordance des piles argent-plomb et plomb-zinc. Calculer la fém. de cette pile.

Exercice 7

On désire tracer la caractéristique  $U = f(I)$  d'une pile de type Daniell.

1. Représenter le schéma du montage.
2. Les résultats des mesures sont donnés dans le tableau ci-dessous.

I(mA)	0	3	7	12	19	20
U(V)	1,15	1,05	0,9	0,75	0,52	0,35

Tracer la caractéristique de la pile et montrer que l'on peut écrire  $U = aI + b$ .

Echelle : 1cm pour 2mA et 1cm pour 0,1V.

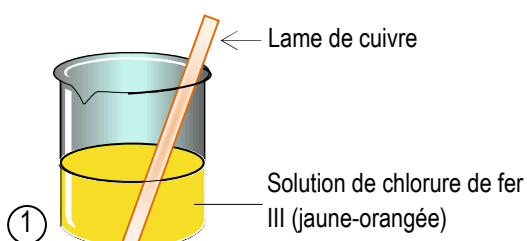
3. Donner le sens physique a et b. Déterminer leur valeur respective.

Chapitre 3Titre du cours : **Couples d'oxydo-réducteurs en solution aqueuse. Dosage****Objectifs spécifiques**

- Faire l'étude expérimentale des réactions d'oxydoréductions faisant intervenir des couples ne comportant ni l'hydrogène, ni un métal en solution aqueuse.
- Réaliser des dosages d'oxydoréduction.

**Plan du cours****Voir cours****Couples d'oxydo-réducteurs en solution aqueuse. Dosage****I- Etude expérimentale de couples redox****1- Couple  $Fe^{3+}/Fe^{2+}$** **1.1- Expériences et observations**

Plongeons une lame de cuivre dans une solution de chlorure de fer III ( $Fe^{3+}$  ;  $3Cl^-$ ).

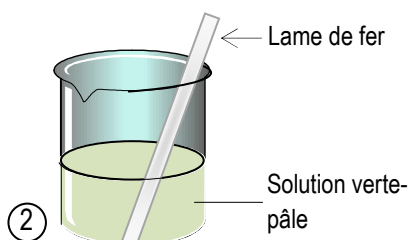


Voir la figure (1) ci-contre.

- La solution jaune-orangée devient bleu-verte. Chaque atome de cuivre cède 2 électrons et se transforme en ions  $Cu^{2+}$ .

Chaque ion  $Fe^{3+}$  capte 1 électron et se transforme en ion  $Fe^{2+}$ .

Remplaçons la lame de cuivre par une lame de fer. Voir la figure (2) ci-dessous.



- La solution devient vert-pâle et il y a un dépôt de cuivre sur la lame de fer.

Chaque atome de fer cède 2 électrons et se transforme en ions  $Fe^{2+}$ .

Chaque ion  $Cu^{2+}$  capte 2 électrons et se transforme en atome de cuivre.

**1.2- Conclusion**

Comme un oxydant, l'ion  $Fe^{3+}$  capte 1 électron et devient ion  $Fe^{2+}$ . Et inversement, comme un réducteur, l'ion  $Fe^{2+}$  cède 1 électron et devient un ion  $Fe^{3+}$ . Les ions  $Fe^{3+}$  et  $Fe^{2+}$  forment le couple redox  $Fe^{3+}/Fe^{2+}$  de potentiel standard  $E^\circ(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77V$ . La demi-équation redox est  $Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$ .

**2- Couple  $I_2/I^-$** **2.1- Expériences et observations**

Mélangeons des volumes égaux de chlorure de fer III et de l'iodure de potassium et ajoutons quelques gouttes de toluène.

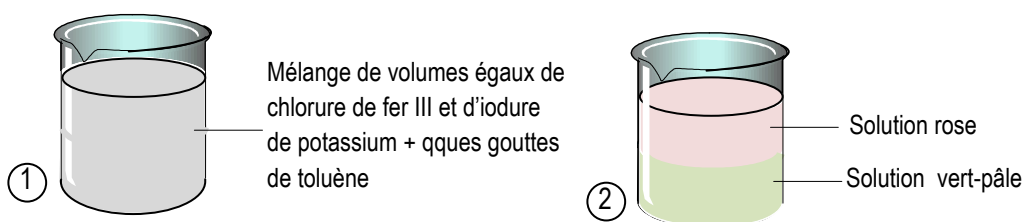
Voir la figure (1) ci-dessous.

Après agitation vigoureuse du mélange, il se scinde en 2 parties.

Voir la figure (2) ci-dessous.

- Une partie rose : deux ions  $I^-$  cèdent chacun 1 électrons et s'unissent par une liaison covalente pour devenir un atome de diiode.

- Une autre partie vert-pâle : chaque ion  $Fe^{3+}$  est réduit en ion  $Fe^{2+}$ .



## 2.2- Conclusion

Comme des réducteurs, 2 ions  $I^-$  cèdent chacun 1 électron pour donner une molécule  $I_2$ . Inversement, et comme un oxydant, une molécule  $I_2$  capte 2 électrons et donne 2 ions  $I^-$ . L'ion  $I^-$  et la molécule  $I_2$  forment le couple redox  $I_2/I^-$  de potentiel standard  $E^\circ(I_2/I^-) = 0,54V$ .

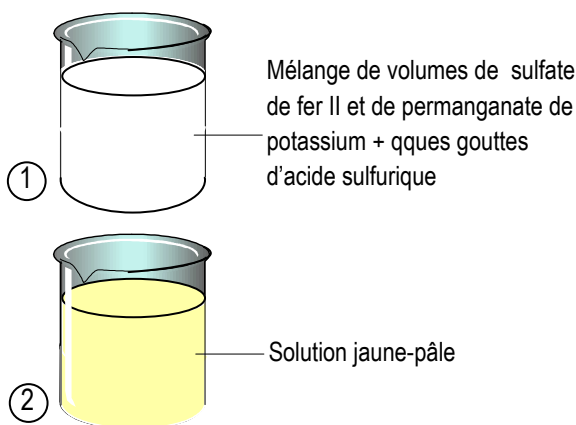
La demi-équation redox est  $2I^- \rightleftharpoons I_2 + 2e^-$ .

## 3- Couples $MnO_4^-/Mn^{2+}$ et $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$

### 3.1- Couples $MnO_4^-/Mn^{2+}$

#### a/ Expériences et observations

Mélangons des volumes de sulfate de fer II (vert-pâle) et de permanganate de potassium (violette) puis ajoutons quelques gouttes d'acide sulfurique. On obtient une solution incolore. Voir la figure (1) ci-dessous. Chaque ion  $MnO_4^-$  est réduit en ion  $Mn^{2+}$ .



Ajoutons encore quelques gouttes de sulfate de fer II (vert-pâle) à la solution incolore obtenue. Elle devient jaune-pâle. Voir la figure (2) ci-contre. Tous les ions  $MnO_4^-$  ont été réduits en ion  $Mn^{2+}$ .

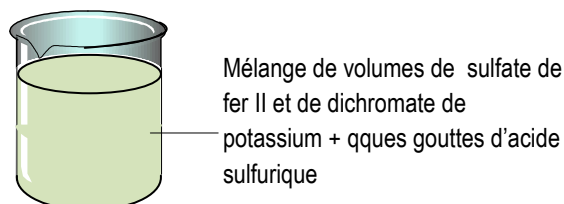
#### b/ Conclusion

En milieu acide et comme un oxydant, l'ion  $MnO_4^-$  est réduit en ion  $Mn^{2+}$ .

Les ions  $MnO_4^-$  et  $Mn^{2+}$  forment le couple redox  $MnO_4^-/Mn^{2+}$  de potentiel standard  $E^\circ(MnO_4^-/Mn^{2+}) = 1,51V$ . La demi-équation redox est  $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$ .

### 3.2- Couples $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$

#### a/ Expériences et observations



Mélangons des volumes de sulfate de fer II (vert-pâle) et de dichromate de potassium (orangée) puis ajoutons quelques gouttes d'acide sulfurique. On obtient une solution verte. Voir la figure ci-dessous. Chaque ion  $Cr_2O_7^{2-}$  est réduit en ion  $Cr^{3+}$ .

L'ajout de quelques gouttes d'hydroxyde de sodium concentré à la solution verte précédemment obtenue, provoque l'apparition un précipité rouille. Tous les ions  $Cr_2O_7^{2-}$  ont été réduits en ion  $Cr^{3+}$ .

#### b/ Conclusion

En milieu acide et comme un oxydant, l'ion  $Cr_2O_7^{2-}$  est réduit en milieu ion  $Cr^{3+}$ .

L'ion dichromate ( $Cr_2O_7^{2-}$ ) et l'ion chrome III ( $Cr^{3+}$ ) forment le couple redox  $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$  de potentiel standard  $E^\circ(Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}) = 1,33V$ .

La demi-équation redox est  $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$ .

#### 4- Couple $\text{CH}_3\text{-COOH}/\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$

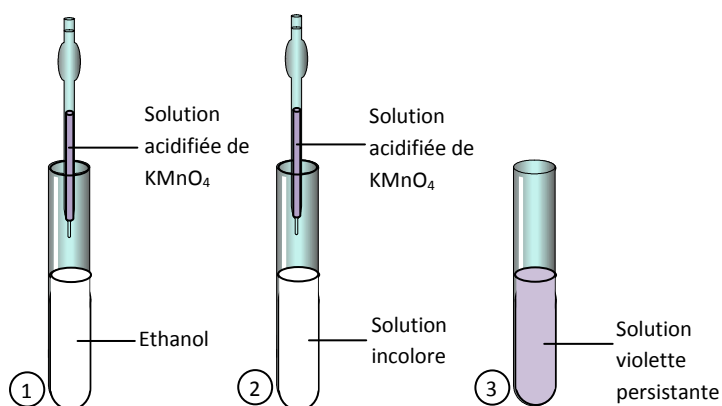
##### 4.1- Expériences et observations

Ajoutons quelques gouttes de permanganate de potassium acidifié dans l'éthanol (figure 1). La solution reste la solution incolore (figure 2).

La solution incolore devient violette lorsqu'on ajoute encore quelques gouttes de permanganate de potassium (figure 3).

- Quelques gouttes de la solution incolore sur du papier imbibé de réactif de Schiff donnent une coloration rose.

- Quelques gouttes de la solution violette sur le papier pH donnent une coloration rouge.



##### 4.2- Interprétations

- L'ajout de quelques gouttes de permanganate de potassium acidifié à l'éthanol donne la d'éthanal.

- En ajoutant encore quelques de permanganate de potassium acidifié à l'éthanal, on obtient une solution d'acide éthanoïque.

##### 4.3- Conclusion

En milieu acide, les ions permanganate ( $\text{MnO}_4^-$ ), oxydent l'éthanol en éthanal puis en acide éthanoïque.

Demi-équations redox	Réduction des ions $\text{MnO}_4^-$ en ion $\text{Mn}^{2+}$	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
	Oxydation de l'éthanol en acide éthanoïque	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COOH} + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$
Equation-bilan	$5\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{CH}_3\text{-COOH} + \text{Mn}^{2+} + 11\text{H}_2\text{O}$	

##### Application 1

Etablir l'équation-bilan des réactions qui se produisent entre les couples suivants

- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$  et  $\text{CH}_3\text{-CHO}/\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$  et  $\text{CH}_3\text{-COOH}/\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$
- $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  et  $\text{CH}_3\text{-CHO}/\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$
- $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  et  $\text{CH}_3\text{-COOH}/\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$

##### Application 2

Recopie et complète le tableau ci-dessous.

Couple	Oxydant	Réducteur	Demi-équation redox
$\text{H}^+/\text{H}_2$			
$\text{M}^{n+}/\text{M}$	$\text{M}^{n+}$		$\text{M}^{n+} + \text{ne}^- \rightleftharpoons \text{M}$
	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}^{2+}$	
			$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \dots + 4\text{H}_2\text{O}$
$\text{I}_2/\text{I}^-$		$\text{I}^-$	
	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + \dots \rightleftharpoons 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$\text{Cr}^{3+}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + \dots \text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$

**Application 3**

L'éthanol peut être oxydé en acide éthanóique par une solution de dichromate de potassium acidifiée en excès.

1. Ecrire les demi-équations électroniques associées aux couples redox correspondants.
2. Etablir l'équation-bilan
3. Quelle masse de dichromate de potassium faut-il utiliser pour oxyder 0,2mol d'éthanol en acide éthanóique ?

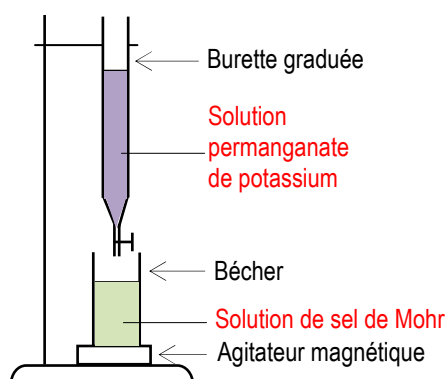
**II- Dosage de l'ion  $\text{Fe}^{2+}$  par l'ion  $\text{MnO}_4^-$  en milieu acide**

Doser ou titrer une espèce chimique en solution aqueuse consiste de déterminer la concentration molaire de celle-ci. Cela revient aussi à déterminer la quantité de matière de cette espèce chimique présente dans un volume donné de solution.

**1- Dispositif expérimental et expériences**

A l'aide du dispositif expérimental ci-dessous, on dose 20mL de sel de Mohr ( $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ) acidifié avec du permanganate de potassium ( $\text{K}^+$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ) de concentration  $C_0 = 10^{-2}\text{mol/L}$ .

Voir la figure ci-dessous.



Dosage d'une solution de sel de Mohr par une solution de permanganate de potassium

**2- Observations et interprétations**

- Lorsqu'on ajoute progressivement la solution oxydante ( $\text{K}^+$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ), violette, à la solution réductrice, vert-pale, le mélange (la solution obtenue) est rouille et très pale.

Les ions  $\text{Fe}^{2+}$  (*en excès*) sont oxydés en ions  $\text{Fe}^{3+}$  et tous les ions  $\text{MnO}_4^-$  apportés dans le mélange (*et en défaut*) sont réduits en ions  $\text{Mn}^{2+}$ .

- Lorsque le volume de la solution oxydante est  $V_0 = 19,4\text{cm}^3$ , à une goutte près, le mélange devient légèrement violet et persistant.

Le dosage a atteint un point particulier qui permet de déterminer la concentration  $C_r$  de la solution réductrice. C'est le **point d'équivalence**.

L'**équivalence d'oxydoréduction** est atteint lorsque les réactifs (*espèce titrante ;  $\text{MnO}_4^-$  et espèce titrée ;  $\text{Fe}^{2+}$* ) sont mélangés dans les **proportions stœchiométriques**.

- Au-delà du volume  $V_0$ , et lorsqu'on ajoute encore et progressivement la solution oxydante, la couleur du mélange reste violette (*celle de la solution tritrante ;  $\text{KMnO}_4$* ). Les ions  $\text{MnO}_4^-$  sont en excès.

**3- Conclusion**

A l'équivalence d'oxydoréduction, les quantités de matière des ions  $\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{MnO}_4^-$  sont égales. Voir le tableau ci-dessous.

Demi-équations redox	Réduction des ions $\text{MnO}_4^-$ en ion $\text{Mn}^{2+}$	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
	Oxydation des ions $\text{Fe}^{2+}$ en ions $\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$
Equation-bilan	$5\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \rightarrow 5\text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	

Selon l'équation-bilan, on a :  $n(\text{Fe}^{2+}) = 5 n(\text{MnO}_4^-)$ . Donc  $C_r V_r = 5 C_0 V_{0\text{éq}} \Rightarrow C_r = 5 \cdot \frac{C_0 V_{0\text{éq}}}{V_r}$

Application numérique :  $C_r = \frac{5 \times 0,01 \times 19,4}{20} = 48,5 \cdot 10^{-3} \text{mol/L}$ .

#### 4- Généralisation

Lorsqu'on dose une solution réductrice ( $C_r, V_r$ ) par une solution oxydante ( $C_0 V_0$ ), l'équation-bilan est, (à partir de demi-équations redox données dans le tableau ci-dessous) :

Demi-équations redox	Réaction de réduction	$\text{Ox}_1 + n_0 e^- \rightleftharpoons \text{Red}_1$
	Réaction d'oxydation	$\text{Red}_2 \rightleftharpoons \text{Ox}_2 + n_r e^-$
Equation-bilan	$n_r \text{Ox}_1 + n_0 \text{Red}_2 \rightarrow n_r \text{Red}_1 + n_0 \text{Ox}_2$	

A l'équivalence d'oxydoréduction, la quantité de matière d'électrons captés par l'oxydant [ $n(e^-) = n_r \cdot n(\text{Red}_2)$ ] est égal à celle des électrons cédés par le réducteur [ $n(e^-) = n_0 \cdot n(\text{Ox}_1)$ ].  
Donc  $n_r \cdot n(\text{Red}_2) = n_0 \cdot n(\text{Ox}_1)$ .

**Application 4** On donne en g/mol: Fe = 56, Mn = 55, K = 39, O = 16, S = 32, H = 1.

- Dans une solution de sulfate de fer II acidifiée, on verse lentement une solution de permanganate de potassium.
  - Qu'observe-t-on ?
  - Ecrire les demi-équations redox et l'équation-bilan de la réaction produite.
  - Donner le nom de la solution réductrice et de la solution oxydante.
- Sur 10cm<sup>3</sup> d'une solution aqueuse de sulfate de fer II contenant 19,6g de soluté (sulfate de fer II solide) par litre, on verse progressivement une aqueuse de permanganate de potassium contenant 7,9g par litre. La décoloration du permanganate de potassium cesse lorsqu'on a versé 2cm<sup>3</sup> de la solution de permanganate.
  - Faire le schéma de l'expérience réalisée.
  - Calculer la concentration molaire volumique de la solution de permanganate. En déduire celle de la solution réductrice.

#### Application 5

On appelle sel de Mohr le composé cristallisé de formule  $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

On dissout 1,28g de sel de Mohr dans 100cm<sup>3</sup> d'eau.

- Quelle est la concentration molaire volumique des ions fer II dans la solution obtenue ?
- Quel volume d'une solution acidifiée de permanganate de potassium de concentration  $C = 10^{-2} \text{mol/L}$  faut-il pour oxyder tous les ions fer II en ions fer III ?

### Travaux dirigés

#### Exercice 1

On dissout 10g de sulfate de fer III ( $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ) dans 100mL d'eau. On introduit de la limaille de fer en excès dans la solution obtenue.

- Calculer la concentration molaire des ions fer III et des ions sulfate
- Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction produite.
- Déterminer la variation de la masse du fer métal lorsque tous les ions fer III ont été oxydés.
- En déduire la concentration molaire volumique des ions fer II.

Exercice 2

1- On dose une solution A de diiode dans l'iodure de potassium par une solution B de thiosulfate de sodium telle que  $[S_2O_3^{2-}] = 0,1 \text{ mol/L}$ . Pour obtenir la décoloration de  $10 \text{ cm}^3$  de la solution A, il faut utiliser  $10,8 \text{ cm}^3$  de la solution B. Calculer :

1.1. La concentration molaire en diiode de la solution A

1.2. La masse minimale d'iodure de potassium utilisée pour obtenir un litre de la solution A.

2- On oxyde une solution de thiosulfate de sodium ( $Na_2S_2O_3$ ) en tétrathionate de sodium ( $Na_2S_4O_6$ ) par une solution d'ions fer III.

Les potentiels normaux valent :  $E^0_1(S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}) = 0,1 \text{ V}$  et  $E^0_2(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77 \text{ V}$ .

2.1. Que peut-on dire de la réaction produite?

2.2. Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.

## Chapitre 4

Titre du cours : **Oxydoréduction par voie sèche.**

### Objectifs spécifiques

- Connaître la signification des mots suivants : combustion, oxydation par voie sèche, nombre d'oxydation.
- Réaliser quelques expériences d'oxydoréduction par voie sèche.
- Connaître les règles relatives à la détermination du nombre d'oxydation d'un élément.
- Identifier une réaction d'oxydoréduction par la détermination de son nombre d'oxydation.

### Plan du cours

Voir cours

## Oxydoréduction par voie sèche

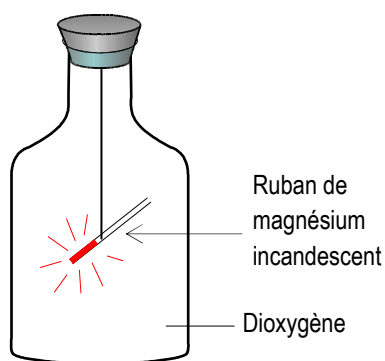
Certaines réactions d'oxydoréductions en solution aqueuse nécessitent de l'eau utilisée comme le solvant. En revanche, il existe d'autres réactions d'oxydoréductions qui se réalisent en présence de certains gaz (dioxygène, dichlore, ...). Ce sont les réactions d'oxydoréductions par voie sèche.

Rappel : Réduction = gain d'électrons et oxydation = perte d'électrons.

### I- Etude expérimentale de réactions d'oxydoréductions en milieu gazeux

#### 1- Combustion de magnésium dans le dioxygène

##### 1.1- Expériences et observations



Plongeons un ruban de magnésium incandescent dans un flacon contenant du dioxygène.

La combustion produit de la fumée blanche, dégage de la chaleur et émet une lumière éblouissante.

##### 1.2- Conclusion

Le magnésium incandescent, brûle dans le dioxygène et il se forme de **l'oxyde de magnésium** (la magnésie).

C'est une réaction d'oxydoréduction décrite par l'équation ci-dessous.

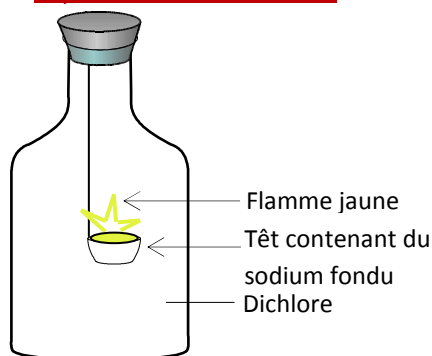
Demi-équations redox	Réduction de l'oxygène en ion oxyde ( $O^{2-}$ )	$O_2 + 4 e^- \rightleftharpoons 2 O^{2-}$
	Oxydation du magnésium en ion $Mg^{2+}$	$Mg \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2 e^-$
Equation-bilan	$2 Mg + O_2 \rightarrow 2 MgO$	

#### Remarque

Le dioxygène oxyde de nombreux métaux, suivant des réactions analogues à celles du magnésium. Pour cette raison, on appelle aussi oxydation, la combustion d'un composé dans le dioxygène.

## 2- Combustion de magnésium dans le dioxygène

### 2.1- Expériences et observations



Plongeons du sodium porté à incandescence dans un flocon contenant du dichlore.

La combustion produit de la fumée et une poudre blanche qui se dépose sur les parois du flacon.

### 1.2- Conclusion

Le sodium incandescent, brûle dans le dichlore et il se forme du **chlorure de sodium**.

C'est une réaction d'oxydoréduction décrite par l'équation ci-dessous.

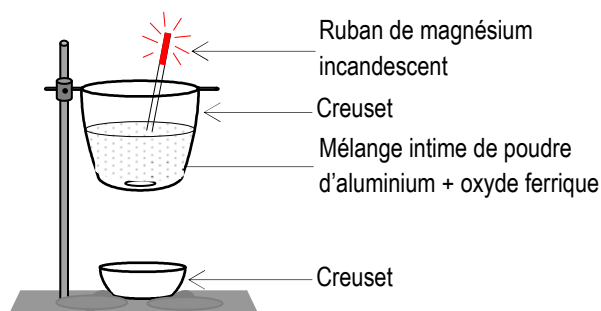
Demi-équations redox	Réduction de l'oxygène en ion oxyde ( $O^{2-}$ )	$Cl_2 + 2 e^- \rightleftharpoons 2 Cl^-$
	Oxydation du magnésium en ion $Mg^{2+}$	$Na \rightleftharpoons Na^+ + e^-$
Equation-bilan	$2 Na + Cl_2 \rightarrow 2 NaCl$	

## 3- Aluminothermie de l'oxyde ferrique

### 3.1- Expériences et observations

Brûlons un mélange intime d'aluminium et d'oxyde ferrique dans un creuset réfractaire.

Il se produit une très vive réaction (*flamme de 0,5 à 1m de hauteur*) suivi de la formation de poudre blanche. On recueille un liquide dans un second creuset, qui refroidi, attire l'aimant.



### 3.2- Interprétations

Les ions  $Fe^{3+}$  de l'oxyde ferrique sont réduits en en métal fer (solide qui attire l'aimant).

Les atomes d'aluminium sont oxydés en ions  $Al^{3+}$  et contribuent à la formation de l'alumine (solide blanc).

### 3.3- Conclusion

L'oxydation de l'aluminium par le minerais de fer (oxyde ferrique ;  $Fe_2O_3$ ), appelée aluminothermie, est une réaction d'oxydoréduction entre les atomes d'aluminium et les ions  $Fe^{3+}$  de l'oxyde ferrique. Cette réaction est décrite par l'équation ci-dessous.

Demi-équations redox	Réduction de l'ion $Fe^{3+}$ en fer	$Fe^{3+} + 3 e^- \rightleftharpoons Fe$
	Oxydation de l'aluminium ion $Al^{3+}$	$Al \rightleftharpoons Al^{3+} + 3 e^-$
Equation-bilan	$(2Fe^{3+} + 3O^{2-}) + 2 Al \rightarrow 2 Fe + (2Al^{3+} + 3O^{2-})$ <i>ou tout simplement</i> $Fe_2O_3 + 2 Al \rightarrow 2 Fe + Fe_2O_3$	

#### Remarque

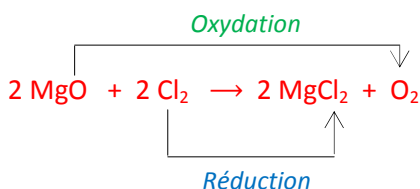
Les ions oxydes ( $O^{2-}$ ) passent du minerais de fer ( $Fe_2O_3$ ) à l'alumine ( $Al_2O_3$ ), ils ne participent pas à la réaction.



### 3.3- Réaction d'oxydoréduction

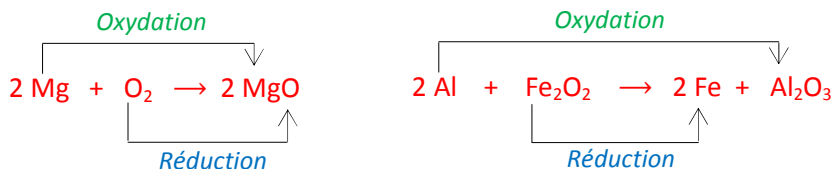
Une espèce chimique participe à une réaction d'oxydoréduction, si au cours de cette réaction le nombre d'oxydation varie.

Equation-bilan	$2 \text{MgO} + 2 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{MgCl}_2 + \text{O}_2$	
Oxydation de l'atome d'oxygène	$\text{MgO} : (\text{n. o. de O}) = -\text{II}$	$\text{O}_2 : (\text{n. o. de O}) = 0$
Réduction de l'atome de chlore	$\text{Cl}_2 : (\text{n. o. de Cl}) = 0$	$\text{MgCl}_2 : (\text{n. o. de Cl}) = -\text{I}$



La réaction d'oxydoréduction ci-contre s'effectue entre les atomes d'oxygène et de chlore. L'atome de magnésium ne participe pas à la réaction, le nombre d'oxydation se conserve.

#### Exemples



#### Application 1

Quelles sont parmi les réactions suivantes, celles qui correspondent à des réactions d'oxydoréductions ?

- $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- $2 \text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_3$
- $\text{Cl}_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CaC}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \text{Ca(OH)}_2$
- $\text{FeO}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$
- $\text{O}_2 + 2 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

#### Application 2

1- L'aluminothermie, peut être réalisée avec l'oxyde de chrome de formule  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  pour préparer le chrome. Montrer qu'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction à partir de l'équation-bilan de la réaction.

2- Si on place de la tournure de cuivre dans des vapeurs de soufre, le cuivre devient incandescent : il se forme du sulfure de cuivre I.

2.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

2.2. Quel est l'oxydant ? Quel est le réducteur ?

2.3. Compléter la phrase suivante :

La réaction est une oxydation de l'élément ..... par l'élément .....

### Travaux dirigés

#### Exercice 1

Un ruban de magnésium préalablement enflammé dans l'air continue à burler dans un flacon de dioxyde de magnésium (MgO) et une poudre jaune : le soufre.

1. Calculer les nombres d'oxydations des éléments avant et après la réaction.
2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
3. Montrer qu'il y a compensation entre la variation des nombres d'oxydations de l'élément oxydé et celui de l'élément réduit.

#### Exercice 2

On réduit l'oxyde de cuivre II (CuO) par du carbone. Il se forme un gaz qui trouble l'eau de chaux et un résidu métallique rouge brique.

1. Montrer qu'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et écrire l'équation-bilan de la réaction.
2. quelle masse de cuivre métallique obtient-on lors de la réduction de 10g d'oxyde de cuivre ?
3. Calculer la masse et le volume de gaz recueilli.

On donne :  $V_m=25\text{L/mol}$ .  $M(\text{Cu})=63,5\text{ g/mol}$  et  $M(\text{O})=16\text{ g/mol}$ .

#### Exercice 3

On désire obtenir du fer à partir de l'oxyde de fer III.

1. écrire l'équation-bilan de la réaction de réduction par le monoxyde de carbone qui donne du fer et du carbone.
2. Préciser l'oxydant et le réducteur.
3. Calculer le volume de monoxyde de carbone dans les CNTP, nécessaire pour réduire 3tonnes de minerai de fer.
4. Déterminer la masse de fer obtenu.

## Chapitre 5

Titre du cours : **Electrolyse en solution aqueuse.**

### Objectifs spécifiques

- Réaliser quelques expériences d'électrolyse et caractériser les produits formés aux électrodes.
- Ecrire les demi-équations aux électrodes ainsi que l'équation-bilan de l'électrolyse.
- Connaître quelques applications de l'électrolyse.

### Plan du cours

#### **Voir cours**

### Electrolyse en solution aqueuse

L'électrolyse est un exemple de transformation forcée, utilisé pour faire évoluer un système chimique dans le sens contraire de son sens d'évolution spontané (réaction d'oxydoréduction).

En imposant une **tension électrique** entre deux électrodes plongeant dans une solution électrolytique, on provoque un transfert d'électrons entre un **réducteur** et un **oxydant**. On réalise ainsi une électrolyse.

C'est un mode de fabrication de nombreux produits chimiques ; des métaux comme l'aluminium, le zinc ; des gaz comme le dihydrogène ou le dichlore ; des composés comme l'hydroxyde de sodium.

Les accumulateurs sont aussi un exemple d'application de la réaction d'électrolyse.

### I- Définitions

#### 1- Electrolyse

La décomposition d'un conducteur à l'état liquide (électrolyte) par le passage du courant électrique.

#### 2- Electrolyte

Solution aqueuse ionique (d'un acide, d'une base, d'un solide ionique, ...) qui est conductrice du courant électrique.

#### 3- Electrolyseur

Appareil constitué de deux électrodes (souvent métalliques) dans lequel on place l'électrolyte.

#### 4- Electrodes

La cathode et l'anode constituent les électrodes.

La cathode est l'électrode reliée à la borne négative du générateur. Il s'effectue une réaction de **réduction à la cathode**.

L'anode est l'électrode reliée à la borne positive du générateur. Il s'effectue une réaction **d'oxydation à l'anode**.

### II- Etude expérimentale de réactions redox dans un électrolyseur

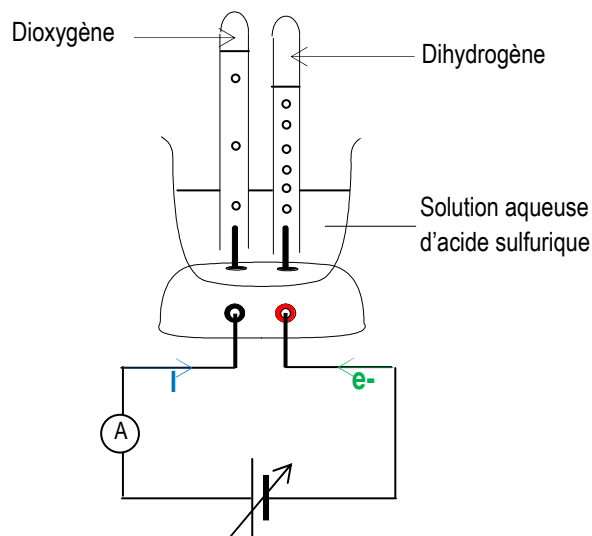
#### 1- Electrolyse de la solution aqueuse d'acide sulfurique

##### 1.1- Expériences et observations

-On réalise l'électrolyse de la solution aqueuse d'acide sulfurique. Voir la figure ci-dessous.

Lorsque la tension réglable du générateur est supérieure à 6V, on observe un dégagement gazeux à chaque électrode.

**Le volume du gaz qui se dégage à la cathode est le double de celui qui apparaît à l'anode.**



-Le gaz recueilli à la cathode, approché d'une flamme, donne lieu à une petite explosion : c'est du **dihydrogène**.

-Le gaz recueilli à l'anode ravive l'incandescence d'une buchette: c'est du **dioxygène**.

### 1.2- Interprétations

- Les électrons migrent à la cathode par le circuit électrique. Ils contribuent à la réaction de **réduction des ions  $H_3O^+$**  qui produit le dégagement du **dihydrogène** à cette électrode. L'équation à la cathode (la **réduction cathodique**) est :  $2H_3O^+ + 2e^- \rightarrow H_2 + 2H_2O$ .

- Les électrons expulsés à l'anode à travers le circuit électrique, par la **réaction de l'oxydation de l'eau**, favorisent la formation du **dioxygène** à cette électrode.

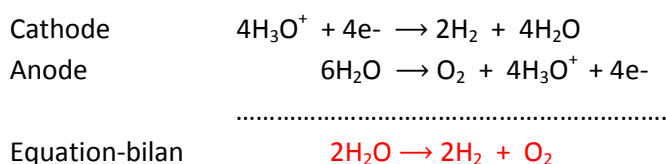
La demi-équation à l'anode (l'**oxydation anodique**) est :  $H_2O \rightarrow O_2 + 2H^+ + 2e^-$ .

### 1.3- Conclusion

L'électrolyse de la solution aqueuse d'acide sulfurique produit du dioxygène et du dihydrogène.

L'équation-bilan de cette électrolyse est :  $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$ .

En effet, on a :



#### Remarque

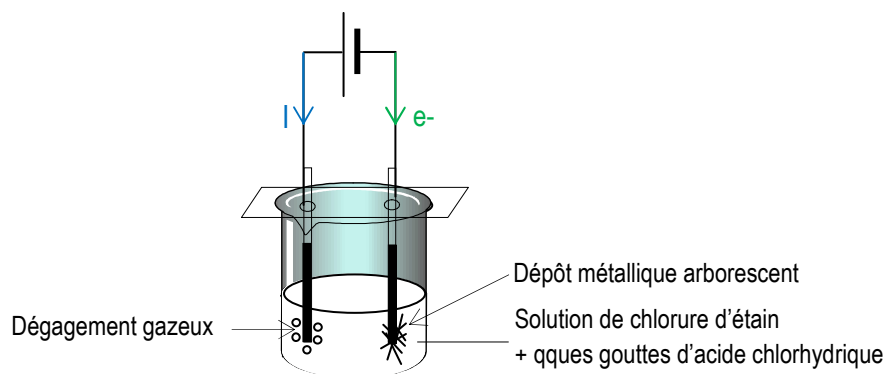
L'équation-bilan de l'électrolyse de la solution aqueuse de l'acide sulfurique est l'inverse de la réaction d'oxydoréduction prévisible entre les couples redox  $O_2/H_2O$  et  $H^+/H_2O$ , qui est la synthèse de l'eau, d'équation-bilan ;  $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ .

## 2- Electrolyse de la solution acidifiée de chlorure d'étain

### 2.1- Expérience et observations

On réalise l'électrolyse de la solution acide de chlorure d'étain avec des électrodes en graphite. Voir la figure ci-dessous.

On observe un dégagement gazeux à l'anode et un dépôt métallique arborescent (de l'étain) se forme sur la cathode. L'odeur du gaz recueilli à l'anode permet de l'identifier : c'est du dichlore.



### 2.2- Interprétations

- A l'anode, deux ions  $\text{Cl}^-$  s'oxydent en une molécule de dichlore en cédant chacun 1 électron.

L'oxydation anodique est :  $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$ .

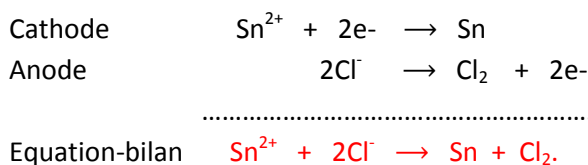
- A la cathode chaque ion  $\text{Sn}^{2+}$  est réduit en atome d'étain en captant 2 électrons.

La réduction cathodique s'écrit tout simplement :  $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$ .

### 2.3- Conclusion

L'électrolyse de la solution acidifiée de chlorure d'étain produit du dichlore et de l'étain. L'équation-bilan de cette électrolyse est :  $\text{Sn}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Sn} + \text{Cl}_2$ .

En effet, on a :



### Remarque

Lors de l'électrolyse de la solution acidifiée de chlorure d'étain, outre les réactions aux électrodes observées, on a :

- Cathode (réduction des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  en atome de dihydrogène) :  $4\text{H}_3\text{O}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

- Anode (oxydation de l'eau en dioxygène) :  $6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 4\text{e}^-$

L'équation-bilan est :  $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ .

Mais cette réaction (d'électrolyse de l'eau) très lente n'est pas observée.

### Application 1

1. Qu'est-ce qu'une électrolyse ?
2. Définir l'anode et la cathode. Préciser les réactions qui s'y produisent.
3. Lors de l'électrolyse, quels sont les ions qui migrent du côté de l'anode ? De la cathode ?
4. Pourquoi dit-on que l'électrolyse est une réaction d'oxydoréduction provoquée ?

**Application 2** On donne : le faraday  $\mathcal{F}=96500\text{C}$ ,  $M(\text{Sn})=118,7\text{g/mol}$  et  $V_m=24\text{L/mol}$ .

On réalise l'électrolyse d'une solution de chlorure d'étain ( $\text{SnCl}_2$ ).

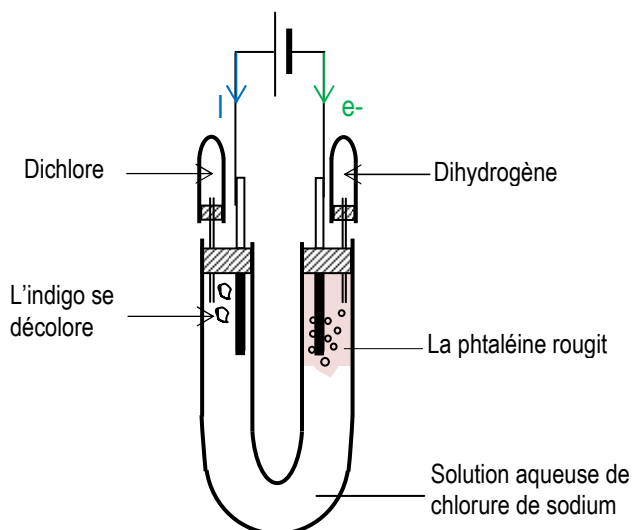
1. Qu'observe-t-on à chaque électrode ? Ecrire l'équation de la réaction correspondant.
2. En déduire l'équation-bilan correspondant.
3. Comment peut-on identifier le gaz qui se dégage à l'anode ?
4. On obtient à la cathode une masse  $m = 2,77\text{g}$  de métal en 15mn d'électrolyse.
  - 4.1. Quelle quantité d'électricité traverse le circuit pendant cette durée ?
  - 4.2. Calculer :
    - a/ L'intensité du courant débité par le générateur.
    - b/ Le volume de gaz produit.

### 3- Electrolyse de la solution aqueuse de chlorure de sodium

#### 3.1- Expérience et observations

Dans un tube en U, on réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de sodium avec des électrodes de graphite. Voir la figure ci-dessous.

On observe un dégagement gazeux à chaque électrodes, mais nettement plus abondant à la cathode. Quelques gouttes de phtaléine versée dans la solution à la cathode, vire au rose violacée.



#### 3.2- Interprétations

- A l'anode, le gaz formé est le dichlore. L'oxydation anodique des ions  $\text{Cl}^-$  en atomes de chlore, plus rapide, s'impose :  $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$ .

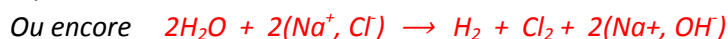
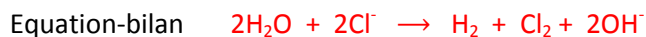
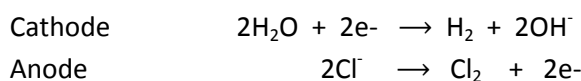
- A la cathode, le formé est le dihydrogène. Le virage de la phtaléine au rose violacée signifie que la solution, initialement neutre est devenue basique.

La réduction cathodique de l'eau produit du dihydrogène et des ions  $\text{OH}^-$ . Cette réduction est traduite par :  $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ .

#### 3.3- Conclusion

L'électrolyse du chlorure de sodium en solution aqueuse conduit à trois produits : le dichlore, le dihydrogène et l'hydroxyde de sodium, d'un grand intérêt industriel.

En effet, on a :



#### Remarque

L'électrolyse de la solution aqueuse de chlorure de sodium présente un grand intérêt économique.

### Travaux dirigés

#### Exercice 1

On électrolyse dans les CNTP une solution aqueuse d'acide sulfurique, les électrolyseurs sont en platine. En 2mn40s, on récupère 50cm<sup>3</sup> de dioxygène.

1. Donner les équations-bilan des réactions qui se produisent aux électrodes et l'équation-bilan.
2. Quelle est l'intensité du courant continu qui traverse l'électrolyseur ?

#### Exercice 2

Un courant de 3A traverse pendant 4mn un électrolyseur contenant du chlorure de cuivre II et du chlorure de sodium en solution aqueuse. La masse molaire du cuivre est 63,5g/mol. On suppose que le volume molaire  $V_m=24\text{L/mol}$  et que le dichlore est insoluble dans l'eau salée.

Calculer :

1. La masse de cuivre déposée à la cathode
2. Le volume de dichlore dégagée à l'anode.

#### Exercice 3

1. On effectue l'électrolyse d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.

1.1. Faire le schéma du montage.

1.2. Sachant que la f.c.é.m. d'un électrolyseur à électrode de fer et contenant une solution d'hydroxyde de sodium est 2V, qu'observe-t-on si on impose, aux bornes de l'électrolyseur, une tension inférieure à 2V puis une tension supérieure à 2V ?

1.3. Écrire, lorsque l'électrolyse s'effectue, les réactions aux électrodes et l'équation-bilan de cette électrolyse. Etablir une relation entre les volumes des gaz recueillis.

2. Un désire produire un volume  $V = 0,5\text{m}^3$  de dihydrogène.

2.1. Quelle quantité d'électricité doit-il circuler pour obtenir ce résultat ?

2.2. Si l'intensité du courant  $I = 15\text{A}$ , quelle est la durée de l'électrolyse ?

2.3. Quelle est la masse de l'eau électrolysée ? Le volume molaire  $V_m = 24\text{L/mol}$ .

### Un peu d'histoire de la science



Encyclopédie Encarta, Culver Pictures

**Faraday, Michael** (1791-1867), physicien et chimiste britannique, surtout connu pour ses découvertes de l'induction électromagnétique et des lois de l'électrolyse.

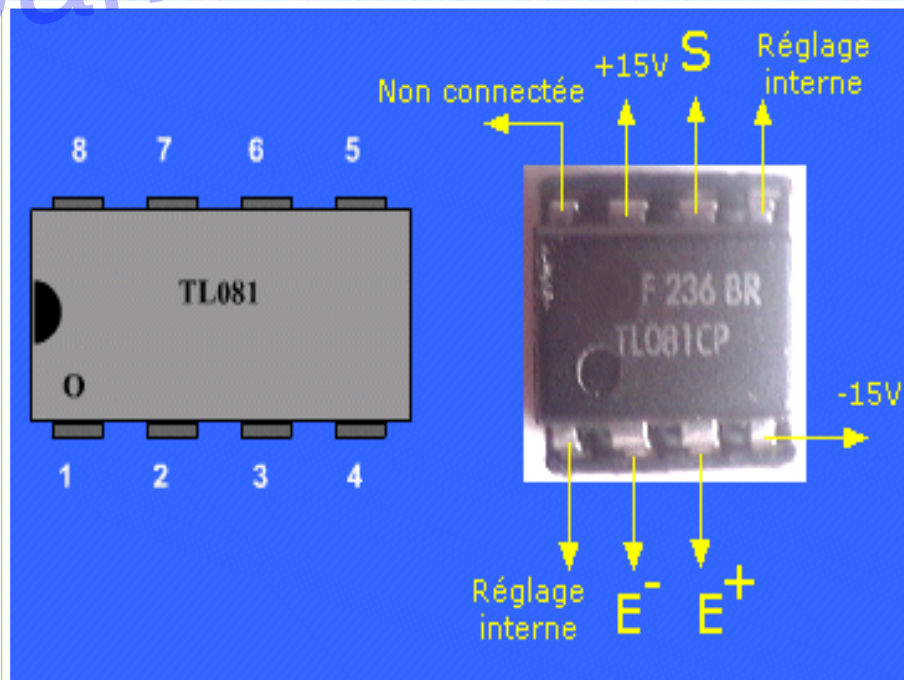
Né à Newington (Surrey), Faraday, dont le père est forgeron, ne reçoit qu'une formation très élémentaire. Tout en étant l'apprenti d'un relieur à Londres, il lit des livres sur des sujets scientifiques et fait des expérimentations avec l'électricité. En 1812, il suit une série de conférences données par le chimiste Humphry Davy. Il envoie les notes prises lors de ces conférences à Davy, avec une demande d'emploi. Davy

embauche Faraday comme assistant dans son laboratoire de chimie à l'Institution royale. En 1813, il l'emmène avec lui pour un long voyage dans toute l'Europe. Faraday est élu à la Royal Society en 1824 et l'année suivante est nommé directeur du laboratoire de l'Institution royale. En 1833, il succède à Davy comme professeur de chimie à l'Institution. Deux ans plus tard, on lui donne une pension à vie d'un montant de 300 £ par an. Faraday reçoit de nombreuses distinctions honorifiques scientifiques, dont la Médaille royale et la médaille Rumford de la Royal Society. On lui propose aussi la présidence de la Society mais il en refuse l'honneur.

# Cours de Physique 1ère D

## Annale de cours et d'exercices

Proposé par KANGA Henri



### Avant-propos

Mon combat est celui d'une école d'apprentissage, d'éducation et de réussite. Cet objectif est du reste largement partagé par l'ensemble de tous les acteurs de l'école ivoirienne. En effet, l'école est une institution dispensatrice de savoir et de valeurs à même de consolider la société. C'est en cela qu'elle participe au développement de la société dont elle est l'émanation.

Mais cette quête n'est réalisable que si les acteurs et les partenaires de l'école ivoirienne croient en la vertu du courage et de l'effort, aussi bien au niveau de l'apprenant que de l'enseignant. Ne dit-on pas que: « l'effort fait des forts » ?

La tricherie est un fléau et donc un obstacle au développement de nos sociétés. Tricher, c'est se tromper soi-même et ne mène nulle part. Par conséquent la persévérance au travail, l'endurance face aux diverses difficultés et la patience de reprendre une année d'étude en vue de parfaire le niveau et les acquis, valeurs qui cultivées par l'apprenant, l'engagerait résolument sur la voie de la réussite.

Ce faisant, ce document contient des exercices qui le familiariseront avec le type d'épreuve auquel il sera soumis aux devoirs de classe. Il permet un entraînement rigoureux, un bilan partiel au terme des objectifs spécifiques se rapprochant, donc à une préparation optimale qui seule conduit aux bonnes performances, gage de la réussite. Chers collègues, aidez les élèves à s'exercer afin de tirer de ce document les atouts de leur réussite.

**NB** : Les exercices regroupés dans cet ouvrage proviennent de devoirs de classe, de niveau et de livres au programme en classe de seconde. Les démarches utilisées pour la résolution des exercices ne sont pas absolues. Pour améliorer le rendement des apprenants, toutes les remarques et suggestions sont les bienvenues.

KANGA Henri  
Professeur de Lycée

Progression première D

Année scolaire 2009 – 2010

	Sem	Physique	Chimie
Sept.	1	Prise de contact	Généralités sur les composés organiques
	2	Travail et puissance d'une force constante dans le cas d'un mouvement de translation	
Oct.	3		
	4		Les alcanes
	5	Théorème de l'énergie cinétique	
Nov.	6	Energie potentielle de pesanteur	Les alcènes et les alcynes
	7		
	8	Semaine tampon	
Déc.	9	Energie mécanique	Pétrole et gaz naturels
	10		Le benzène
	11	Le champ électrostatique	Quelques composés oxygénés
12	Ethanol		
Janv.	13	Energie potentielle électrostatique	Estérification et hydrolyse des esters
	14	Puissance et énergie électriques	
	15	Semaine tampon	
Févr.	16	Puissance et énergie électriques	Les réactions d'oxydoréduction
	17		
	18	Le condensateur	Classification des couples oxydo-réducteurs
19	Couples d'oxydo-réducteurs en solution aqueuse. Dosage		
Mars	20	L'amplificateur opérationnel	Couples d'oxydo-réducteurs en solution aqueuse. Dosage
	21		
	22	Semaine tampon	
Avril	23	- L'optique géométrique - Réflexion, réfraction de la lumière blanche	Couples d'oxydo-réducteurs en solution aqueuse. Dosage
	24		Oxydoréduction par voie sèche
	25	Les lentilles minces	Electrolyse
26			
Mai	27	Révision	Révision
	28		
	29		
	30		

U.P Sciences Physiques de SOUBRE

Je ne saurai écrire ce document sans faire un clin d'œil à mes collègues professeurs des Sciences physiques des Lycées modernes 1 et 2 de Soubré. Mes remerciements sont en particulier adressés au collègue Lobognon Ahouman pour m'avoir remis des documents de cours collectés sur le net. Merci cher collègue.

KANGA Henri

## Mécanique

### Titre du cours : Travail et puissance d'une force constante dans le cas d'un mouvement de translation

#### Objectifs spécifiques

- Déterminer le travail d'une force constante
- Déterminer la puissance d'une force constante

#### Plan du cours

Voir cours

### Travail et puissance d'une force constante dans le cas d'un mouvement de translation

#### I – Produit scalaire

##### 1. Définition

Soient deux vecteurs  $\vec{u}$  et  $\vec{v}$  de l'espace vectoriel. Le réel  $A$  est appelé le **produit scalaire** des vecteurs  $\vec{u}$  et  $\vec{v}$  si :  $A = \vec{u} \cdot \vec{v} = \|\vec{u}\| \cdot \|\vec{v}\| \cdot \cos\alpha$  avec  $\alpha = (\vec{u}, \vec{v})$ .

##### 2. Propriétés

$$A = \vec{u} \cdot \vec{v} = \|\vec{u}\| \cdot \|\vec{v}\| \cdot \cos\alpha \quad \begin{cases} \text{—si } \alpha \in [0; 90^\circ], A > 0 \\ \text{—si } \alpha = 90^\circ, A = 0 \\ \text{—si } \alpha \in ]90^\circ; 180^\circ], A < 0 \end{cases}$$

*Remarque :* Le produit scalaire est une grandeur algébrique.

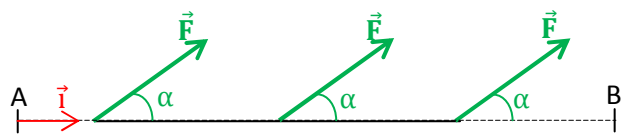
#### II – Travail d'une force constante

##### 1. Définition

Une force est dite constante si ses caractéristiques (direction, sens, valeur, ...) restent invariables au cours du temps.

##### 2. Travail d'une force constante au cours d'un déplacement rectiligne

Dans un référentiel donné, le travail d'une force constante  $\vec{F}$  dont le point d'application se déplace d'un point A vers un point B suivant un trajet



rectiligne est donné par :  $W_{AB}(\vec{F}) = \vec{F} \cdot \overrightarrow{AB} = F \cdot AB \cdot \cos\alpha$  exprimé en (Joule), AB en (m) et F en (N).

##### Remarque :

- si  $\alpha \in [0; 90^\circ]$ ,  $W_{AB}(\vec{F}) = \vec{F} \cdot \overrightarrow{AB} > 0$ . Le travail est **moteur**.
  - si  $\alpha = 90^\circ$ ,  $W_{AB}(\vec{F}) = \vec{F} \cdot \overrightarrow{AB} = 0$ . Le travail est **nul**.
  - si  $\alpha \in ]90^\circ; 180^\circ]$ ,  $W_{AB}(\vec{F}) = \vec{F} \cdot \overrightarrow{AB} < 0$ . Le travail est **résistant**.
- Le travail d'une force est une grandeur algébrique.

**3. Travail du poids au cours d'un déplacement quelconque**

Considérons un solide S de masse m se déplaçant de A vers B.

Le travail du poids  $\vec{P}$  de A à B est  $W_{AB}(\vec{P}) = \vec{P} \cdot \vec{AB}$ .

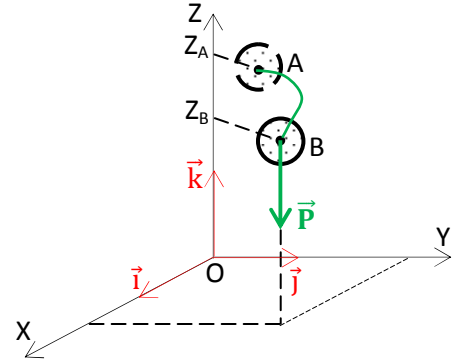
Dans le repère  $(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$ , les coordonnées des vecteurs

$\vec{P}$  et  $\vec{AB}$  sont :  $\vec{P} \begin{vmatrix} P_x = 0 \\ P_y = 0 \\ P_z = -P \end{vmatrix}$  et  $\vec{AB} \begin{vmatrix} X_B - X_A \\ Y_B - Y_A \\ Z_B - Z_A \end{vmatrix}$ .

$W_{AB}(\vec{P}) = -mg(Z_B - Z_A) = mg(Z_A - Z_B)$ .

Posons  $H = Z_A - Z_B$ .  $W_{AB}(\vec{P}) = mgH$ .

Le travail du poids d'un solide ne dépend que des altitudes des points de départ et point d'arrivée de son centre d'inertie. Il ne dépend pas du chemin suivi pour aller de A vers B. Le poids est une force conservative.



**Remarque :**  $W_{AB}(\vec{P}) = \mp mgH$ .

- si le solide monte, le travail du poids est résistant :  $W_{AB}(\vec{P}) = -mgH$ .

- si le solide descend, le travail du poids est moteur :  $W_{AB}(\vec{P}) = +mgH$ .

**Activité 1**

On déplace à vitesse constante un solide de masse  $m = 100g$  d'un point A à un point B, dans le champ de pesanteur terrestre où  $g = 10N/kg$ . Déterminer la valeur de la force  $\vec{F}$  et le travail  $W_{AB}(\vec{F})$  à fournir dans les cas suivants.

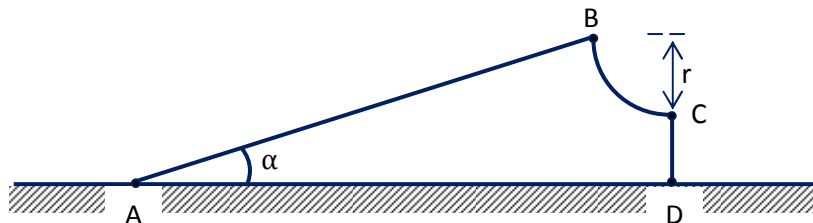
1. Soulever le solide au-dessus du sol avec  $AB = h = 1,2m$ .
2. Déplacer le solide sur une piste AB horizontale de longueur  $AB = \ell = 6m$  en admettant que les forces de frottement sont équivalentes à une force unique  $\vec{f}$  constamment opposée à la vitesse du solide et de valeur  $f = 0,15N$ .
3. Déplacer le solide vers le haut sur un plan incliné d'un angle  $\alpha = 20^\circ$  et sur une distance de  $AB = 4,5m$ . La résultante des forces de frottement reste la même.

**Activité 2**

Un jouet d'enfant peut glisser sans frottement sur le trajet ABC et atterrir au sol D.

Voir la figure ci-dessous.

1. Faire l'inventaire des forces appliquées au système (le jouet).
  2. Calculer le travail du poids sur le trajet AB ; BC et CD.
  3. En déduire le travail du poids sur le trajet ABCD. Quelle remarque faites-vous ?
- $AB = 80cm$ ;  $\sin \alpha = 0,25$  ;  $r = 15cm$   $CD = 5cm$ . Prendre  $3,5N$ .



**III - Puissance d'une force****1. Puissance moyenne**

Dans un référentiel donné, le travail d'une force  $\vec{F}$  lorsque son point d'application se déplace d'un point A vers un point B, pendant les instants  $t_1$  et  $t_2$  est  $W_{AB}(\vec{F})$ . Pendant cette durée, la puissance moyenne de

la force  $\vec{F}$  est  $\mathcal{P}_m(\vec{F}) = \frac{W_{AB}(\vec{F})}{t_2 - t_1} = \frac{W_{AB}(\vec{F})}{\Delta t}$  exprimée en Watt(W).

Le temps  $t_1-t_2$  est exprimé en (s).

**2. Puissance instantanée**

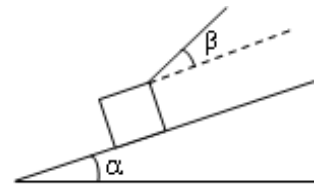
Pendant un intervalle de temps  $dt$  très bref, le travail d'une force  $\vec{F}$  est  $dW = \vec{F} \cdot d\vec{\ell}$ .

La puissance instantanée de cette force est  $(\vec{F}) = \frac{dW(\vec{F})}{dt} = \vec{F} \cdot \frac{d\vec{\ell}}{dt} = \vec{F} \cdot \vec{v}$ .

**Travaux dirigés****Exercice 1**

Un chariot de masse  $m = 75\text{kg}$  remonte une piste inclinée de  $\alpha = 10^\circ$  par rapport au plan horizontal. Les forces de frottement sont supposées négligeables. Le déplacement se fait suivant la ligne de plus grande pente. Le chariot est tiré par un câble qui fait avec le plan incliné AB un angle  $\beta = 20^\circ$ . Le déplacement se fait à vitesse constante  $v = 5\text{ms}^{-1}$ . Prendre  $g = 10\text{N/kg}$ .

1. Représenter les forces extérieures qui s'exercent sur le chariot.
2. Déterminer l'intensité de la tension du câble.
3. Calculer la puissance de cette tension.

**Exercice 2**

Un cycliste de masse  $m = 70\text{ kg}$  monte une côte de pente à 15% sur une longueur  $AB = 8\text{ m}$ .

1. Quelle est la nature du travail du poids du cycliste sur ce déplacement ? Prendre  $g = 9,8\text{ N/kg}$ .
2. Calculer sa valeur.
3. On n'admet que l'ensemble des forces de frottement équivalent à une force unique  $\vec{f}$  d'intensité  $f = 5\text{N}$ . Calculer le travail de cette force au cours du même déplacement
4. Le cycliste garde sa vitesse constante à  $90\text{ km/h}$ .
  - 4.1. Faire l'inventaire de forces qui s'exercent au système (le cycliste).
  - 4.2. Déterminer l'intensité et le travail de la force motrice  $\vec{F}$ .
  - 4.2. Calculer la puissance exercée par cette force.

**Exercice 3**

Un skieur de poids  $P = 800\text{ N}$  est tiré à la vitesse constante de  $10\text{km/h}$  par une remontée piste. La perche fait un angle  $\beta = 50^\circ$  avec le sol, lui-même incliné d'un angle  $\alpha = 30^\circ$  avec l'horizontale. Les forces de frottement, opposées au déplacement, sont équivalentes à une force unique  $\vec{f}$  d'intensité  $f = 50\text{ N}$ .

1. Représenter les forces qui s'exercent sur le système.
2. Calculer :
  - 2.1. La valeur de la force motrice  $\vec{F}$  exercée par la perche sur le skieur.
  - 2.2. La puissance de cette force.
  - 2.3. Le travail de cette force lorsque le skieur s'est élevé de  $2\text{m}$ .

**Exercice 4** Prendre  $g = 9,8\text{N/kg}$ .

Un moteur tracte le long de la ligne de plus grande pente d'un plan incliné une charge de masse  $m = 500\text{kg}$ . L'inclinaison du plan est  $34,2\%$ , la puissance du moteur est constante et vaut  $10\text{kW}$  et le déplacement se fait à vitesse constante.

1. Donner l'expression de la vitesse en fonction de la puissance, de la force de frottement, de la masse  $m$ , de  $g$  et l'inclinaison  $\alpha$ .
2. En déduire l'expression de la durée  $t$  nécessaire pour tirer la charge sur une distance  $d$ .
3. Calculer la durée  $t$  dans les deux cas suivants :
  - 3.1. Les forces de frottement sur la charge sont négligeables
  - 3.2. Les forces de frottement sur la charge ont une intensité égale au dixième du poids de celle-ci.

Titre du cours : **Théorème de l'énergie cinétique****Objectifs spécifiques**

- Déterminer l'énergie cinétique d'un solide en translation.
- Vérifier et appliquer le théorème de l'énergie cinétique.

**Plan du cours**

Voir cours

**Théorème de l'énergie cinétique****I- Energie cinétique**1- **Définition**

L'énergie que possède un système du fait de sa vitesse est appelée **énergie cinétique**.

2- **Expression de l'énergie cinétique de translation**

Tout système de masse  $m$  déplaçant à la vitesse  $v$  possède l'énergie cinétique :  $E_c = \frac{1}{2} m v^2$  avec  $m$ (en kg),  $v$ (en m/s) et  $E_c$ (en Joule).

**II- Etude de la chute libre d'un solide**1- **Chute libre**

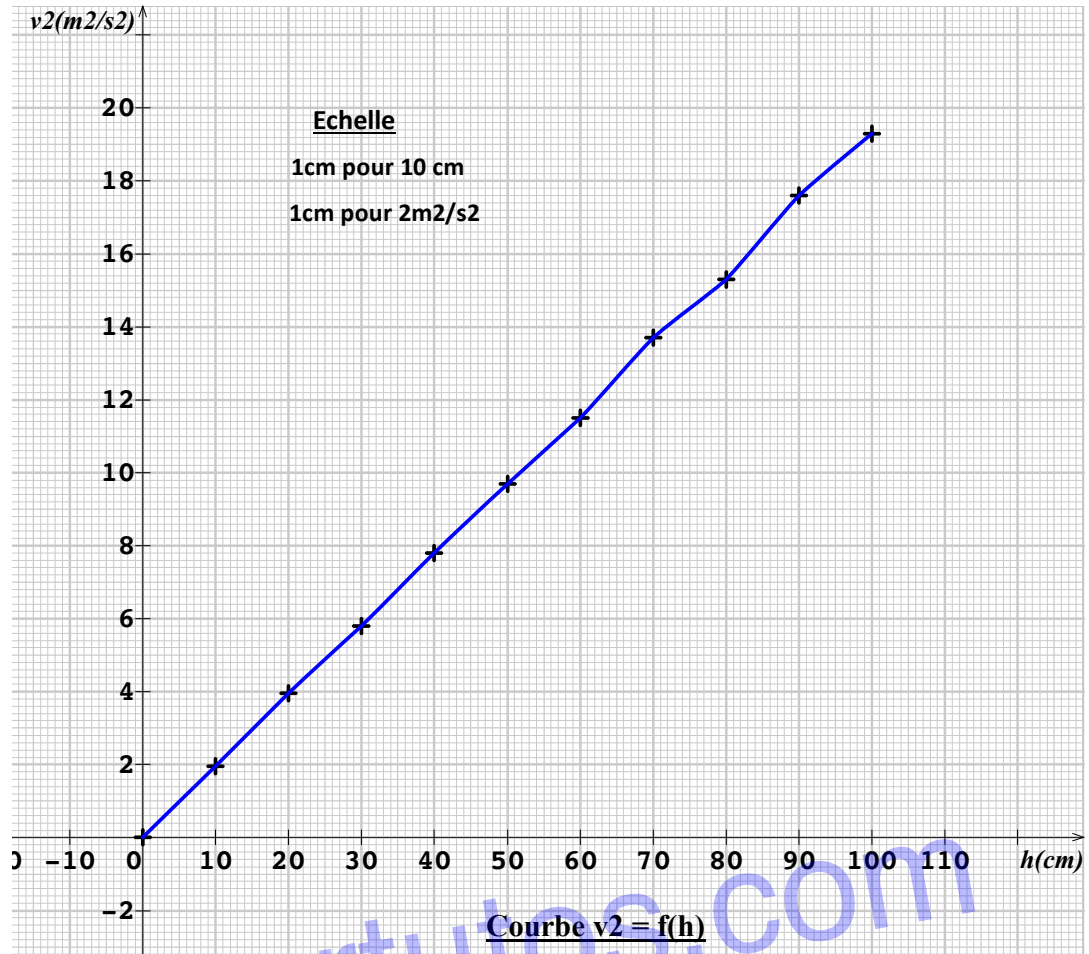
On dit qu'un solide est en chute libre, s'il chute (tombe) uniquement sous l'action de son poids. On néglige toutes les autres forces susceptibles d'agir sur le solide.

2- **Etude expérimentale de la chute libre**2.1- **Expérience**

On réalise la chute libre d'une bille d'acier de masse  $m$ . A l'aide de capteurs de vitesses, on enregistre les valeurs de la vitesse en fonction de la hauteur  $h$  de la bille.

2.2- **Résultats**

Hauteur $h$ (cm)	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Vitesse $v$ (m/s)	1,4	1,97	2,4	2,8	3,1	3,4	3,7	3,9	4,2	4,4
Carré de la vitesse $v$ (m <sup>2</sup> /s <sup>2</sup> )	1,96	3,92	5,8	7,8	9,7	11,5	13,7	15,2	17,6	19,3

2.3- Courbe  $v^2 = f(h)$ Exploitation de la courbe

La courbe obtenue est une droite de pente  $k$ .  $k = \frac{\Delta v^2}{\Delta h} = \frac{3,92-1,96}{0,2-0,1} = 19,6 \text{ m/s}^2$ .

Pour  $g = 9,8 \text{ N/kg}$ , on a  $k = 2g$ . D'où pour deux points 1 et 2,  $v_2^2 - v_1^2 = 2g(h_2 - h_1)$ .

Multiplications les deux membres de l'égalité par la masse  $m$  de la bille d'acier.

$$m(v_2^2 - v_1^2) = 2mg(h_2 - h_1) \quad \frac{1}{2}m(v_2^2 - v_1^2) = mg(h_2 - h_1) \quad Ec_2 - Ec_1 = Ph.$$

Donc  $\Delta Ec_{1-2} = W_{1-2}(\vec{P})$ .

2.4- Conclusion

A tout instant, la variation de l'énergie cinétique de la bille est égale au travail de son poids.

3- Généralisation : Enoncé du théorème de l'énergie cinétique

Dans un référentiel galiléen, la variation de l'énergie cinétique d'un système entre deux instants  $t_1$  et  $t_2$  est égale à la somme algébrique des travaux des forces extérieures appliquées au système pendant les mêmes instants.  $\Delta Ec_{1-2} = Ec_2 - Ec_1 = \Sigma W_{1-2}(\vec{F}_{ext})$ .

Remarque

La variation de l'énergie cinétique apparait comme un transfert d'énergie cinétique en travail.

4- Méthode de résolution d'un problème de mécanique

Pour résoudre un exercice en mécanique, il faut :

- préciser le système d'étude,
- préciser le référentiel utilisé muni d'un repère si nécessaire,
- faire le bilan des forces extérieures appliquées au système d'étude et les représenter si cela vous est demandé,
- utiliser le théorème de l'énergie cinétique pour répondre aux questions posées quand il le faut.

**Application 1**

Un jouet d'enfant de masse  $m = 100\text{g}$  est lancé avec une force  $\vec{F}$  d'intensité  $F = 5\text{N}$  sur un rail parfaitement lisse et incliné d'un angle  $\alpha = 30^\circ$  par rapport à l'horizontale. Le jouet part du point A avec la vitesse  $v_A = 1,5\text{m/s}$  et atteint le point B à la vitesse  $v_B = 2\text{m/s}$ . Prendre  $g = 9,8\text{N/kg}$ ,

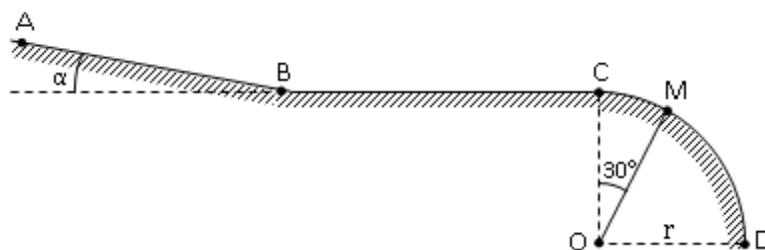
1. Faire l'inventaire des forces appliquées au système et les représenter.
2. Calculer la distance AB.

**Application 2**

Une glissière ABCD comprend trois parties :

- AB est un plan incliné d'un angle  $\alpha = 15^\circ$  par rapport à l'horizontale et de longueur  $\ell = 1\text{m}$ .
- BC est une partie horizontale de longueur  $BC = 2\text{m}$ .
- CD est une portion circulaire (quart de cercle de rayon  $r = 1,5\text{m}$ ).

Dans tout le problème, on prendra  $g = 9,8\text{ m/s}^2$ .

**1. Etude du mouvement sur la partie AB parfaitement lisse.**

Un solide supposé ponctuel de masse  $m = 200\text{g}$  est abandonné au point A avec la vitesse  $v_A = 0,75\text{m/s}$ .

- 1.1. Faire le bilan des forces extérieures appliquées au solide et les représenter.
- 1.2. Donner l'expression de la vitesse  $v_B$  acquise par le solide au point B.
- 1.3. Calculer sa valeur.

**2. Etude du mouvement sur la partie BC rugueuse.**

Le solide aborde la partie BC avec des forces de frottement supposé unique de résultante  $\vec{f}$ , parallèle à la trajectoire mais de sens opposé au déplacement. Il s'immobilise au point C.

- 2.1. Faire le bilan des forces extérieures appliquées au solide et les représenter.
- 2.2. Donner l'expression de la valeur de la force  $\vec{f}$  qui immobilise le solide au point C.
- 2.3. Calculer sa valeur.

**3. Etude du mouvement sur la partie CD.**

Le solide aborde la partie circulaire CD parfaitement lisse.

- 3.1. Faire le bilan des forces extérieures appliquées au solide et les représenter au point M.
- 3.2. Donner l'expression de la vitesse  $v_M$  acquise par le solide au point M.
- 3.3. Calculer sa valeur.
- 3.3. En déduire la vitesse  $v_D$  au point D.

**Travaux dirigés**

**Exercice 1** Cet exercice comprend 2 parties indépendantes. Prendre  $g=9,8\text{N/kg}$ .

1. Lors d'une expérience de chute libre sans vitesse initiale, on détermine la vitesse de la bille en fonction du temps. On obtient le tableau ci-dessous.

Temps(s)	0,25	0,32	0,40	0,45	0,52
Vitesse (m/s)	2,45	3,15	3,92	4,42	5,10

1.1. Tracer la courbe  $v = f(t)$ . Echelle : 1cm pour  $5 \cdot 10^{-2}\text{s}$  et 1cm pour 0,5m/s.

Quelle remarque faites-vous ? Calculer la pente  $a$  de cette courbe. On précisera son unité.

1.2. Comparer la valeur de cette pente à celle de l'intensité de la pesanteur  $g$ .

Proposer une autre unité pour  $g$ .

1.3. Exprimer la vitesse  $v$  en fonction de  $g$  et  $t$ .

1.4. Calculer la vitesse de la bille à  $t = 0,5\text{s}$ .

2. Au cours d'une séance de travaux pratiques portant sur la chute libre, on mesure la date  $t$  pour différentes position  $h$  de la bille. On obtient le tableau ci-dessous.

Position $h(\text{m})$	0,50	0,75	1,00	1,25	1,50	1,75	1,96
Temps $t(\text{s})$	0,32	0,39	0,45	0,51	0,55	0,60	0,63
$t^2(\text{s}^2)$							

2.1. Compléter le tableau et tracer la courbe  $h = f(t^2)$ . Echelle : 1cm pour 0,2m et 1cm pour  $0,05\text{s}^2$ .

Donner la nature de la courbe.

2.2. Calculer la pente  $a$  de cette courbe. Trouver un rapport entre  $a$  et  $g$ .

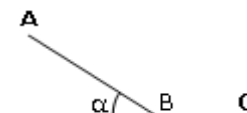
2.3. En déduire la relation donnant  $h$  en fonction entre  $g$  et  $t^2$ .

2.4. Calculer la hauteur de la bille à  $t = 0,5\text{s}$ .

**Exercice 2** Cet exercice comprend 2 parties indépendantes. Prendre  $g=9,8\text{N/kg}$ .

**Partie 1**

1. Un wagonnet, se déplaçant sans frottement sur une voie, aborde, dans le sens de la montée, un plan incliné faisant un angle de  $\alpha=3^\circ$  avec l'horizontale. Quelle vitesse doit-il posséder au bas de cette rampe pour parcourir 100m avant de s'arrêter ?

**Partie 2**

2. Un solide  $S$  de masse  $m = 3\text{kg}$  peut glisser sans frottement sur un plan incliné d'un angle  $\alpha = 5^\circ$  sur le plan horizontal. On lâche, sans vitesse initiale le solide  $S$  en haut du plan incliné. Après avoir parcouru une distance  $AB = 10\text{m}$ , il aborde un plan horizontal.

2.1. Calculer, en  $B$ , la valeur de l'énergie cinétique et celle de la vitesse.

2.2. Le solide  $S$  parcourt ensuite la distance  $BC = 20\text{m}$  sur le plan horizontal avant de s'immobiliser sous l'action des forces de frottement. Calculer la valeur de la résultante de ces forces.

**Exercice 3** Prendre  $g=9,8\text{N/kg}$ .

Soit un plan incliné faisant un angle  $\alpha = 45^\circ$  par rapport à l'horizontale. On lance vers le haut et suivant la ligne de plus grande pente, à partir d'un point  $A$ , un solide de masse  $m$  avec la vitesse initiale  $v = 20\text{m/s}$ . On néglige les frottements.

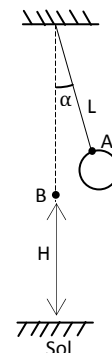
1. Calculer la distance parcourue par le solide lorsqu'il atteint l'altitude maximale.

2. En déduire l'altitude maximale correspondante

3. En réalité, il existe une force de frottement d'intensité égale au dixième du poids du solide.

3.1. Calculer la distance parcourue par le solide.

3.2. Quelle la hauteur maximale atteinte par le solide ?



**Exercice 4** Prendre  $g=9,8\text{N/kg}$ .

Une bille supposé ponctuelle, de masse  $m$ , est accroché à l'extrémité d'un fil de masse négligeable et de longueur  $L = 1,5\text{m}$ .

1. On écarte le pendule ainsi formé de sa position d'équilibre.

Le fil fait alors avec la verticale un angle  $\alpha$ .

La bille est lâchée dans cette position sans vitesse initiale.

Déterminer la valeur de l'angle  $\alpha$  pour que la bille passe à la verticale avec la vitesse  $v_B = 1,6\text{ms}^{-1}$ .

2. Au passage à la verticale, la bille se décroche du fil.

Calculer la vitesse  $v_S$  avec laquelle la bille atterrit sur le sol situé à la hauteur  $H = 2\text{ m}$  plus bas.

**Exercice 5** Prendre  $g=10\text{N/kg}$ 

L'emploi se faisant rare de nos jours, Cofi décide de s'essayer au travail de pousse-pousse afin de survenir à ses petits besoins du quotidien. Il charge sa charrette de paquets de ciment et descend une côte inclinée d'un angle  $\alpha = 60^\circ$  par rapport à la verticale passant par le centre d'inertie de la charrette. La masse de l'ensemble (charrette + la charge) est  $m = 400\text{kg}$  et produit des forces de frottements équivalentes à une force unique  $\vec{f}$  d'intensité  $f = 196\text{N}$ .

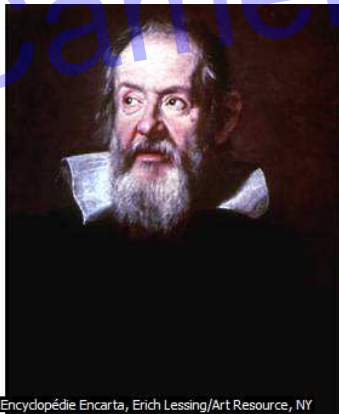
Cofi exerce sur la charrette une force constante  $\vec{F}$ . L'ensemble (charrette + la charge) avance à la vitesse constance.

1. Faire l'inventaire des forces extérieures qui s'exercent sur la charrette et les représenter sur un schéma clair et précis.

2. Justifier le sens de la force  $\vec{F}$  et calculer son intensité.

3. Cofi part d'un point A à la vitesse  $v_A = 1,5\text{m/s}$  et arrive en B à 20m plus bas. Calculer les travaux des forces qui s'exercent sur la charrette lorsque Cofi parcourt la distance AB.

En déduire l'énergie cinétique en B.

**Un peu d'histoire de la science**

Encyclopédie Encarta, Erich Lessing/Art Resource, NY

*Galilée (savant) (1564-1642), physicien et astronome italien à l'origine de la révolution scientifique du XVII<sup>e</sup> siècle et l'un des fondateurs de la physique moderne. Ses théories ainsi que celles de l'astronome allemand Johannes Kepler servirent de fondement aux travaux du physicien britannique sir Isaac Newton sur la loi de l'attraction universelle. Sa principale contribution à l'astronomie fut l'invention de la lunette et la découverte des taches solaires, des montagnes et des vallées lunaires, des quatre plus grands satellites de Jupiter et des phases de Vénus. En physique, il découvrit la loi de la chute des corps et les mouvements paraboliques des projectiles. Dans l'histoire de la culture, Galilée est le symbole de la bataille livrée contre les autorités pour la liberté de la recherche.*



Rex Features, Ltd.

*Newton, sir Isaac (1642-1727), mathématicien, physicien et astronome anglais, considéré comme l'un des plus grands scientifiques de l'histoire.*

Titre du cours : **Energie potentielle de pesanteur**  
**Energie mécanique**

**Objectifs spécifiques**

- Définir l'énergie potentielle de pesanteur.
- Définir l'énergie mécanique.
- Montrer la conservation de l'énergie mécanique.
- Appliquer la conservation de l'énergie mécanique.

**Plan du cours**

Voir cours

**Energie potentielle de pesanteur – Energie mécanique****I- Energie potentielle de pesanteur****1- Définition**

L'énergie que possède un système du fait de sa position dans le champ de pesanteur est appelée **énergie potentielle de pesanteur**.

**2- Expression de l'énergie potentielle de pesanteur**

Considérons un solide S de masse m en chute libre de A vers B. Le travail du poids  $\vec{P}$  de A à B est  $W_{AB}(\vec{P}) = \vec{P} \cdot \overline{AB}$ .

Dans le repère  $(O, \vec{i}, \vec{j})$ , les coordonnées des vecteurs  $\vec{P}$

et  $\overline{AB}$  sont :  $\vec{P} \begin{cases} P_x = 0 \\ P_y = 0 \\ P_z = -P \end{cases}$  et  $\overline{AB} \begin{cases} X_B - X_A \\ Y_B - Y_A \\ Z_B - Z_A \end{cases}$ .

Posons  $H = Z_A - Z_B$ .  $W_{AB}(\vec{P}) = -mgH$ .  $W_{AB}(\vec{P}) = -mg(Z_B - Z_A) = mgZ_A - mgZ_B$ .

$E_p(Z) = mgZ$  est l'énergie potentielle de pesanteur du solide S.

**Remarque**

$E_p(Z) = mgZ + cste$  est l'expression générale de l'énergie potentielle de pesanteur d'un système dont le centre d'inertie est à l'altitude Z par rapport à la position de référence choisi.

**3- Variation de l'énergie potentielle de pesanteur d'un système.**

Le travail du poids  $\vec{P}$  d'un système se déplaçant de A à B est  $W_{AB}(\vec{P}) = \vec{P} \cdot \overline{AB}$ .

Dans le repère  $(O, \vec{i}, \vec{j})$ , voir la figure ci-dessus, posons  $H = Z_A - Z_B$ .  $W_{AB}(\vec{P}) = -mgH$ .

$W_{AB}(\vec{P}) = -mg(Z_B - Z_A) = mgZ_A - mgZ_B = E_{pA} - E_{pB}$ . Or  $\Delta E_{pA-B} = E_{pB} - E_{pA} \Rightarrow W_{AB}(\vec{P}) = -\Delta E_{pA-B}$ .

La variation de l'énergie potentielle de pesanteur d'un système entre deux points A et B est égale à l'**opposé** du travail du poids du système entre ces deux points.

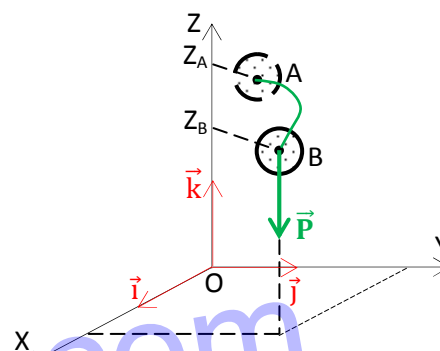
**4- Position de référence et signe de l'énergie potentielle de pesanteur****4.1- Position de référence**

C'est la position du système pour laquelle la valeur de l'énergie potentielle de pesanteur est choisie nulle. Soit  $Z_0$  cette position,  $E_p(Z_0) = 0$ .

**4.2- Signe de l'énergie potentielle de pesanteur**

Soit  $Z_0$  la position de référence de l'énergie potentielle.

On a  $E_p(Z_0) = 0$ . - Si  $Z > Z_0$ ,  $E_p(Z) > 0$  ; - Si  $Z < Z_0$ ,  $E_p(Z) < 0$ .



**II- Energie mécanique****1- Expression**

Soit un système de masse  $m$  en mouvement de chute libre dans un champ de pesanteur.

Le travail du poids  $\vec{P}$  du système se déplaçant de A à B est  $W_{AB}(\vec{P}) = -\Delta E_{pA-B}$ .

D'après le théorème de l'énergie cinétique,  $\Delta E_{cA-B} = W_{AB}(\vec{P})$ .

$\Rightarrow W_{AB}(\vec{P}) = -\Delta E_{pA-B} = \Delta E_{cA-B}$ .  $-\Delta E_{pA-B} = -E_{pB} + E_{pA}$  et  $\Delta E_{cA-B} = E_{cB} - E_{cA}$ .

Donc  $E_{cB} + E_{pB} = E_{cA} + E_{pA} = \text{cste}$  et appelée **énergie mécanique** et notée  $E_m$ .

L'énergie mécanique d'un système est égale à la somme des énergies cinétique et potentielle de ce système.  $E_m = E_c + E_p$  et exprimée en joule.

**2- Conservation de l'énergie mécanique****2.1- Force conservative**

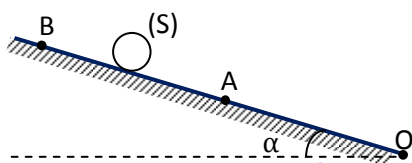
Une force est dite conservative, si le travail de cette force ne dépend pas du chemin suivi, mais de ses positions initiale et finale. C'est le cas travail du poids  $\vec{P}$  d'un système de masse  $m$ , du travail de la force électrostatique  $\vec{F}_e$  subit par une particule de charge  $q$ , ... Ces forces sont dites conservatives.

**2.2- Loi de conservation**

Lorsqu'on soumet un système à l'action d'une force conservative, son énergie mécanique se conserve au cours de son évolution.  $E_{m1} = E_{m2}$  et  $\Delta E_m = 0$ .

**Application 1**

Un solide (S) de masse  $m = 700\text{g}$  se déplace d'un point A à un point B suivant la ligne de plus grande pente d'un plan incliné d'un angle  $\alpha$  par rapport à l'horizontale. Voir le schéma ci-contre.



On donne :  $OA = l = 40\text{cm}$  ;

$OB = l' = 180\text{cm}$  ;  $\alpha = 30^\circ$  et  $g = 9,8 \text{ N/kg}$ .

1. On choisit comme niveau de référence le point O.

1.1. Calculer son énergie potentielle de pesanteur au point A puis au point B.

1.2. Déterminer la variation  $\Delta E_p$  de cette énergie au cours de ce déplacement.

2. Le niveau de référence est maintenant le point B.

2.1. Calculer les nouvelles valeurs de l'énergie potentielle de pesanteur au point A puis au point B.

2.2. Calculer la variation  $\Delta E_p'$  de l'énergie potentielle du solide au cours de ce déplacement.

2.3. Que peut-on dire de la variation de l'énergie potentielle de pesanteur en comparant  $\Delta E_p$  et  $\Delta E_p'$  ?

3. Travail du poids et variation de l'énergie potentielle de pesanteur.

3.1. Calculer le travail du poids du solide (S) lors de son déplacement de A vers B.

3.2. Comparer ce travail à la variation de l'énergie potentielle de pesanteur au cours du même déplacement.

**Correction de l'application 1**

1. Energie potentielle de pesanteur (**Niveau de référence au point O**).

1.1. Au point A ;  $E_{pA} = mgz_A = mgl\sin\alpha = 1,372\text{J}$  ; Au point B ;  $E_{pB} = mgz_B = mgl'\sin\alpha = 6,174\text{J}$ .

1.2. La variation de l'énergie potentielle de pesanteur ;  $\Delta E_{ppAB} = E_{pB} - E_{pA}$

$$\Delta E_{ppAB} = mg(z_B - z_A) = 6,174 - 1,372 = 4,8\text{J}$$

2. Energie potentielle de pesanteur (**Niveau de référence au point B**).

2.1. Au point A ;  $E_{pA} = mgz'_A = -mg(l-l)\sin\alpha = -4,8\text{J}$  ; en effet  $z'_A = -(l-l)\sin\alpha$

$$\text{Au point B ; } E_{pB} = mgz'_B = 0.$$

2.2. La variation de l'énergie potentielle de pesanteur ;  $\Delta E'_{ppAB} = E'_{pB} - E'_{pA}$

$$\Delta E'_{ppAB} = mg(z'_B - z'_A) = 0 + 4,8 = 4,8\text{J}$$

2.3. Conclusion :  $\Delta E_{ppAB} = \Delta E'_{ppAB} = 4,8\text{J}$

$\Rightarrow$  La variation de l'énergie potentielle de pesanteur est indépendante du niveau de référence choisi.

3. Le travail du poids du solide ;  $W_{AB}(\vec{P}) = mg(z_A - z_B) = -4,8\text{J} \Rightarrow W_{AB}(\vec{P}) = -\Delta E_{ppAB}$ .

**Application 2**

Une bille de masse  $m$  peut glisser sans frottement sur une piste ABCD.

- la partie AB est un plan incliné d'un angle  $\alpha$  par rapport à l'horizontale.

- la partie CBD est circulaire de rayon  $r$ . Voir la figure ci-contre.

On donne :  $m = 0,5\text{kg}$ ,  $r = 50\text{cm}$ ,  $\alpha = 60^\circ$ .

$AB = 200\text{cm}$ ,  $g = 10\text{N/kg}$ .

1. Le niveau de référence pour les énergies

potentielles est pris au point B

1.1. Donner l'expression des cotes  $Z_A$ , et  $Z_D$ . Calculer leur valeur.

1.2. En déduire la valeur des énergies potentielles de pesanteur  $E_p(A)$  et  $E_p(D)$  aux points A et D.

1.3. Calculer  $\Delta E_p$ , la variation de l'énergie potentielle de A à D.

2. Le niveau de référence pour les énergies potentielles est pris au point C

2.1. Donner l'expression des cotes  $Z'_A$  et  $Z'_D$ . Calculer leur valeur.

2.2. En déduire la valeur des énergies potentielles de pesanteur  $E'_p(A)$  et  $E'_p(D)$  aux points A et D.

2.3. Calculer  $\Delta E'_p$ , la variation de l'énergie potentielle de A à D.

Comparer  $\Delta E_p$  et  $\Delta E'_p$ . Que peut-on dire de la variation de l' $E_p$  de pesanteur.

2.4. Calculer le travail de la bille lors de son parcours de A à D.

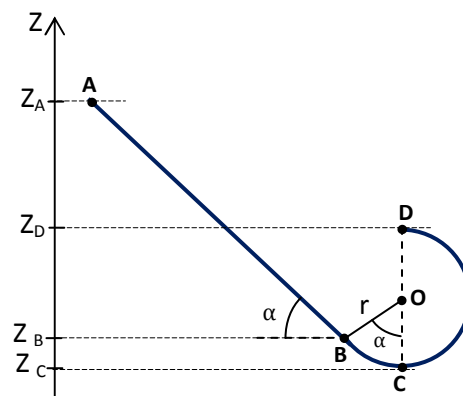
3. Calcul de vitesse

La bille part au point A sans vitesse initiale. Le niveau de référence pour les énergies potentielles est maintenu au point C.

3.1. Calculer l'énergie mécanique acquise par la bille au point B.

3.2. A l'aide du théorème de l'énergie cinétique, calculer la vitesse de la bille au point B.

3.3. On lance la bille au point A avec la vitesse  $v_A = 0,5\text{m/s}$ . Calculer sa vitesse respectivement aux points B et D.

**Travaux dirigés**

Pour tous ses exercices, prendre  $g=9,8\text{N/kg}$ .

**Exercice 1**

Une pierre de masse  $m = 400\text{g}$  est lancée vers le haut et atteint un point M d'altitude  $20\text{m}$ .

1. Calculer l'énergie potentielle de pesanteur de la pierre au point M par rapport;

1.1. Au sol

1.2. Au fond d'un puits de profondeur  $10\text{m}$

2. La pierre est au fond du puits.

Calculer son énergie potentielle de pesanteur par rapport au sol.

**Exercice 2**

Un objet de masse  $m = 200\text{g}$  se déplace sur un axe horizontal, d'un mouvement de translation, à la vitesse  $v_0 = 3\text{m/s}$ . Par suite des frottements, son mouvement se ralentit et sa vitesse prend la valeur  $v = 0,5\text{m/s}$ .

1. Calculer la variation de son énergie mécanique.

2. En déduire le travail des forces de frottement.

3. Que devient cette énergie dégradée ?

**Exercice 3**

En O, un palet aborde un plan OA incliné d'un angle  $\alpha=15^\circ$  sur le plan horizontal avec la vitesse  $v_0=2,5\text{m/s}$ . La longueur du plan incliné est  $OA = 1\text{m}$ . La masse du palet est  $m=500\text{g}$ .

- Si l'on suppose qu'il n'y a pas de frottements, avec quelle vitesse  $v_A$  le palet arrive-t-il au point A ?
- En réalité il y a des frottements et la vitesse au point A est  $v'_A=0,8\text{m/s}$ . Déterminer :
  - Le travail des forces de frottement.
  - En déduire l'intensité de la force de frottement appliquée au palet entre O et A.

**Exercice 4**

Une piste horizontale AB dont la longueur est  $L=1,5\text{m}$ , se termine par une position circulaire BC, de centre O, de rayon  $r = 2\text{m}$  et d'angle au centre  $\alpha=50^\circ$ . On lance un solide de masse  $m=100\text{g}$  ; sa vitesse lorsqu'il passe au point A est  $v_A=5\text{m/s}$

- On pose  $z_A=0$ . Déterminer l'altitude du point C.
- On néglige tous les frottements.

Déterminer la vitesse  $v_C$  du solide lorsqu'il arrive au point C.

- On mesure la vitesse réelle  $v'_C = 2,8\text{m/s}$ .

Déterminer la valeur de l'énergie mécanique perdue par ces forces de frottement.

**Exercice 5**

Un jouet est constitué d'une voiturette pouvant glisser sans frottement le long d'une piste représentée sur la figure ci-dessous. Les positions de A, C et D sont représentées par les dénivellations  $h_A = 60\text{cm}$ ,  $h_C = 40\text{cm}$  et  $h_D = 20\text{cm}$  par rapport au plan horizontal (P) passant par le point B. Le jouet reste constamment sur la piste.

- Le jouet est abandonné sans vitesse initiale au point A.

Calculer sa vitesse aux points C et D.

- Le point E est à la dénivellation  $h_E=80\text{cm}$ .

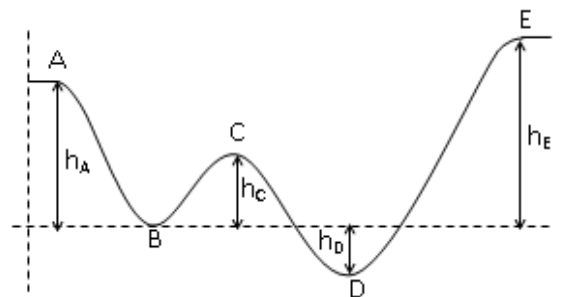
- Le jouet pourra-t-il atteindre ce point ?

- Si non, quelle vitesse minimale  $v_{Am}$  faut-il communiquer au jouet au point A pour qu'il puisse atteindre le point E ?

- Lorsqu'on communique une vitesse  $v_A=v_{Am}$  au jouet, quelle est sa vitesse au point E ?

- Juste après le point E, le jouet tombe en chute libre.

- Calculer sa vitesse au sol lorsqu'il traverse le plan (P).



**Exercice 6**

Un solide S de masse  $m=2\text{kg}$  descend un plan incliné d'une hauteur  $h=1\text{m}$  en partant sans vitesse initiale. Arrivé au bas du plan incliné il rencontre un plan rugueux horizontal où il est soumis à une force de frottements  $f = 6\text{N}$ .

En C, il monte sur une surface courbe CD polie. La longueur du parcours BC est  $2\text{m}$ .

1. Calculer la vitesse de S au point B, au point C.
2. A quelle hauteur H le solide S remonte-t-il sur la surface CD ?

**Exercice 7**

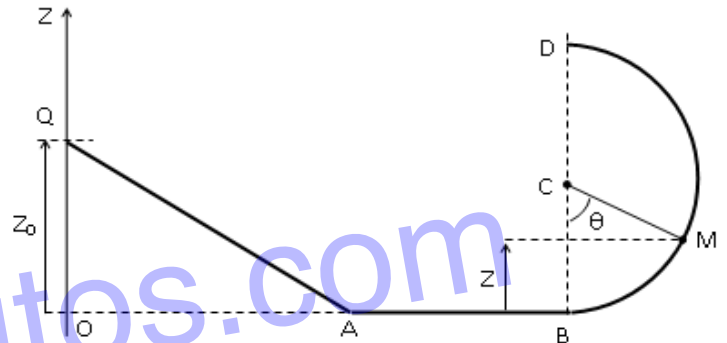
Un palet S, supposé

punctuel, posé sur la piste représentée ci-dessous peut glisser sans frottement sur cette piste, sa trajectoire restant dans un plan vertical.

La piste BD est un demi-cercle de centre C et de rayon  $r$ , B et D appartiennent au diamètre vertical. Les côtes  $Z$  sont mesurées à partir de celle prise comme origine. M étant un point de la trajectoire circulaire de cote  $z$ , on appelle  $\theta$  l'angle  $(\widehat{CB, CM})$ . Du point Q de cote  $z_0$  on lâche S sans vitesse initiale.

On donne :  $z_0=1,5\text{m}$  ;  $z=0,5\text{m}$  ;  
 $m=300\text{g}$  ; et  $r = 1,2\text{m}$ .

1. Énoncer le théorème de l'énergie cinétique
2. Exprimer de deux manières différentes la vitesse  $v_A$  de S lors de son passage en A en fonction de  $g$  et  $Z_0$ .
3. Montrer que le mouvement est rectiligne et uniforme sur le trajet AB
4. Exprimer la vitesse de S à son passage en M, en fonction de  $g$ ,  $Z_0$  et  $Z$ . Calculer sa valeur.
5. On prendra le point M comme la position de référence pour l'énergie potentielle de pesanteur de S au point D. Calculer la valeur de cette énergie.
6. Calculer l'angle  $\theta$ .



## Electrostatique

Titre du cours : **Espace champ électrostatique**

### Objectifs spécifiques

- Mettre en évidence la force électrostatique entre deux charges ponctuelles.
- Définir la force électrostatique entre deux charges ponctuelles.
- Définir le vecteur champ électrostatique en fonction de la force électrostatique.
- Représenter le champ électrostatique créé en un point de l'espace par une charge ponctuelle.

### Plan du cours

Voir cours

## Espace champ électrostatique

### I- Forces électrostatiques

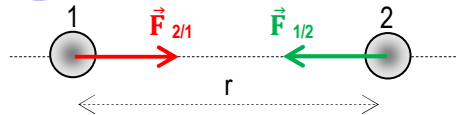
#### Mise en évidence

Toute charge électrique exerce une force à distance appelées **forces électrostatiques** sur toute autre charge placée en son voisinage.

Des charges de mêmes signes se repoussent et des charges de signes contraires s'attirent.



Les charges  $q_1$  et  $q_2$  des sphères 1 et 2 sont de mêmes signes



Les charges  $q_1$  et  $q_2$  des sphères 1 et 2 sont de signes contraires

#### Remarque

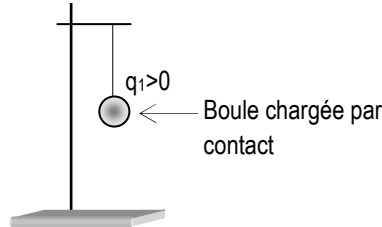
D'après la loi de Coulomb, la valeur de la force électrostatique  $\vec{F}_e$  qu'une charge ponctuelle  $q_1$  exerce sur une autre charge ponctuelle  $q_2$  située à la distance  $r$  de  $q_1$  est ;  $F_e = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{|q_1 q_2|}{r^2}$ . On pose  $K = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} = 9 \cdot 10^9$  SI

(Nm<sup>2</sup>/C<sup>2</sup>) et  $\epsilon_0 = 8,854 \cdot 10^{-12}$  SI (Farad/m) est la permittivité du vide.

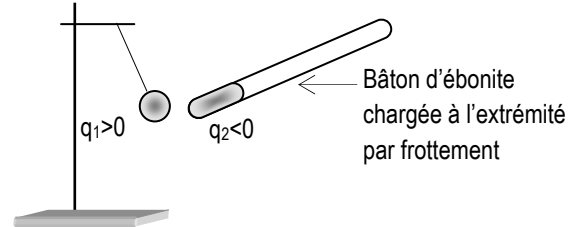
Cette expression est **hors programme de la classe de 1<sup>ère</sup> en Côte d'Ivoire**. On donnera la valeur numérique de la force électrostatique  $\vec{F}_e$  à l'élève pour les applications lorsque cela s'avère nécessaire.

**II- Vecteur champ électrostatique****1- Espace champ électrostatique****1.1- Mise en évidence****a/ Expériences et observations**

Un pendule électrostatique est constitué un fin fil isolant auquel est attachée une petite boule très légère. Le pendule est accroché à une potence de sorte qu'il puisse être dévié dans tous les sens sous l'action d'une force électrostatique. Voir figure ci-dessous.



Il n'y a pas d'autre corps chargé au voisinage du pendule. Celui-ci reste dans sa position verticale. La boule est en équilibre sous l'action de son poids  $\vec{P}$  et la tension  $\vec{T}$  du fil.



Il y a un corps chargé au voisinage du pendule. Celui-ci est dévié de sa position verticale. La boule est en équilibre sous l'action de son poids  $\vec{P}$ , la tension  $\vec{T}$  du fil et de la **force électrostatique  $\vec{F}_e$** .

**b/ Conclusion**

Lorsqu'on approche de la boule chargée  $q_1 > 0$ , le bâton d'ébonite chargé  $q_2 < 0$ , elle est soumise à une **force électrostatique**. Cet endroit de l'espace où est placée la charge  $q_1$ , qui a la **propriété électrique** d'attirer ou de repousser les charges électriques placées autour de la charge  $q_1$ , est appelée **champ électrostatique**. Le champ électrostatique créé au voisinage de la boule de charge  $q_1$  est mis en évidence par le bâton d'ébonite chargé.

Autre méthode (champ  $\vec{E}$  créé au sein d'un atome) voir la figure ci-dessous.

**a/ Expériences et observations**

Plaçons en un point O de l'espace une boule 1 de charge  $q_1 > 0$ . Approchons de la boule 1 la boule 2 de charge  $q_2 < 0$ .

Il y a une attraction entre les boules 1 et 2.

**b/ Conclusion**

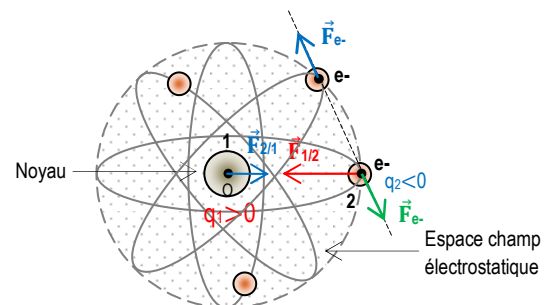
La boule 1 exerce la force électrostatique  $\vec{F}_{1/2}$  sur la boule 2 (ou la boule 2 est soumise à la force  $\vec{F}_{1/2}$  exercée par la boule 1).

Cet endroit de l'espace où est placée la boule 1, qui a la **propriété électrique** d'attirer la boule 2 placée autour d'elle, est appelée **espace champ électrostatique**.

Le champ électrostatique créé au voisinage de la boule 1 est mis en évidence par la boule 2.

**1.2- Exemples**

- Dans **les atomes**, chaque électron se déplace dans le champ électrostatique créé par le noyau (charge positive) et l'autre électron (cas de l'hélium) ou les autres électrons (charges négatives), à l'exception de l'atome d'hydrogène qui a un seul électron.



**Espace champ électrostatique créé au sein d'un atome**

- Dans un **fil conducteur connecté aux bornes d'un générateur de tension**, il règne un champ électrostatique, responsable des forces électrostatiques qui mettent les électrons en mouvement, et créent ainsi le courant électrique qui circule dans le fil.

## 2- Vecteur champ électrostatique $\vec{E}$

### 2.1- Définition

Une charge  $q$  est placée en un point  $M$  où règne un champ électrostatique. Elle subit la force électrostatique  $\vec{F}_e$  qui dépend du signe et de la valeur de la charge  $q$ .

Plaçons successivement les charges  $q_i$  en  $M_i$ . On a  $\frac{\vec{F}_{e1}}{q_1} = \frac{\vec{F}_{e2}}{q_2} = \frac{\vec{F}_{e3}}{q_3} = \dots = \vec{E}$  qui est un vecteur constant. Le vecteur  $\vec{E}$  est appelé le vecteur champ électrostatique.

### 2.2- Caractéristiques

- Point d'application : le point  $M$  considéré.
- Direction : les vecteurs  $\vec{E}$  et  $\vec{F}_e$  sont colinéaires.
- Sens : les vecteurs  $\vec{E}$  et  $\vec{F}_e$  ont le même sens si la charge  $q$  est positive et sont de sens contraires lorsque  $q$  est négative.
- Valeur :  $E = \frac{F_e}{|q|}$  avec  $F_e$  (en N),  $q$  (en C) et  $E$  (en V/m).

## 3- Ligne champ électrostatique

### 3.1- Visualisation de lignes de champ

Voir la figure ci-contre.

### 3.2- Définition

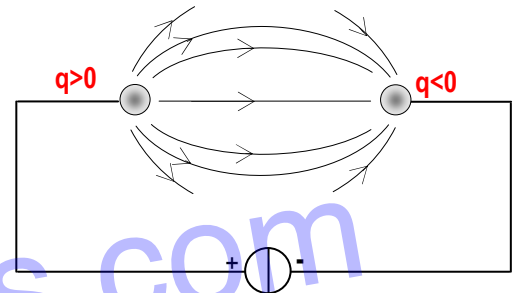
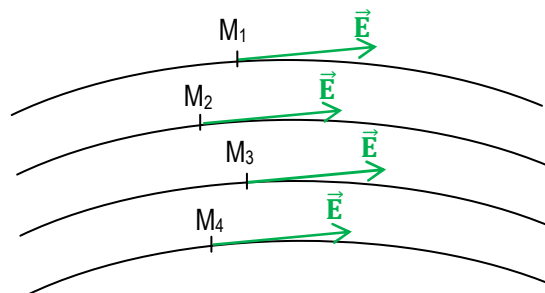
On appelle ligne de champ, une ligne qui, en chacun de ses points, est tangente au vecteur champ électrostatique  $\vec{E}$  en ce point.

### Conséquences

- Les lignes de champ ne se coupent jamais et sont orientées dans le sens du vecteur champ électrostatique  $\vec{E}$ .
- Les lignes de champ sont toujours dirigées vers le potentiel le plus bas.

### 3.3- Spectre électrostatique

Un spectre électrique est un ensemble de ligne de champ.



## III- Quelques exemples de champ électrostatique

### 1- Champ électrostatique créée par une charge ponctuelle

Donnons les caractéristiques du vecteur champ électrostatique  $\vec{E}$  en un point  $M$  quelconque créé par la charge source  $q_1$  placée en  $O$ , à la distance  $r$  de  $M$ .

On place en  $M$  une charge  $q_2$  positive.

- Point d'application ; le point  $M$  considéré
- Direction ; la droite  $(OM)$
- Sens (deux cas possibles) ;

a/ Si la charge source  $q_1$  est positive, le champ  $\vec{E}$  est centrifuge (ou divergent).

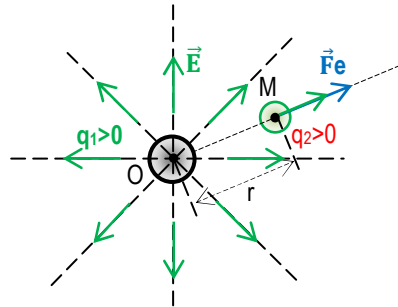
Le vecteur  $\vec{E}$  « fuit » le point  $O$  où est placée la source la source  $q_1$ .

b/ Si la charge source  $q_1$  est négative, le champ  $\vec{E}$  est centripète (ou convergent).

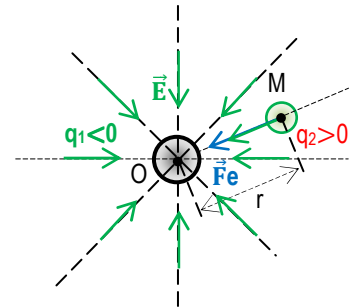
Le vecteur  $\vec{E}$  « est dirigé vers » le point O où est placée la source  $q_1$ .

-Valeur ;  $E = \frac{F_e}{|q|}$  avec  $F_e$  (en N),  $q$  (en C) et  $E$  (en V/m), connaissant la valeur de la force  $\vec{F}_e$ .

Représentation des vecteurs champ  $\vec{E}$ .



Champ  $\vec{E}$  centrifuge (ou divergent)



Champ  $\vec{E}$  centripète (ou convergent)

### Remarque

D'après la loi de Coulomb, la valeur de la force électrostatique  $\vec{F}_e$  qu'une charge ponctuelle  $q_1$  exerce sur une autre charge ponctuelle  $q_2$  située à la distance  $r$  de  $q_1$  est ;

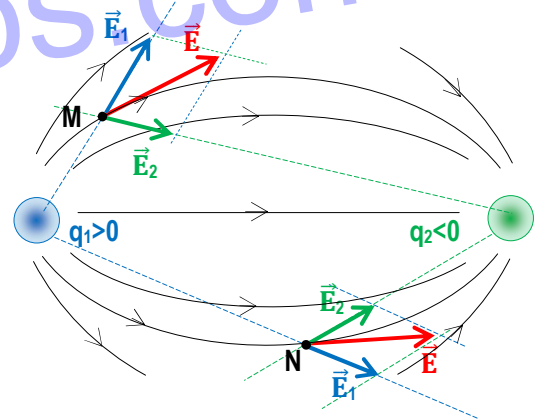
$F_e = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{|q_1 q_2|}{r^2}$ . On pose  $K = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} = 9 \cdot 10^9$  SI ( $\text{Nm}^2/\text{C}^2$ ) et  $\epsilon_0 = 8,854 \cdot 10^{-12}$  SI (Farad/m) est la permittivité du vide.

Or  $F_e = |q_2| E$  donc  $E = K \frac{|q_1|}{r^2}$ .

Cette expression est **hors programme de la classe de 1ère en Côte d'Ivoire**. On donnera la valeur numérique du champ électrostatique  $\vec{E}$  à l'élève pour les applications lorsque cela s'avère nécessaire.

### 2- Champ électrostatique créée par deux charges ponctuelles

Le champ électrostatique  $\vec{E}$  créé par les sphères  $S_1$  de charge  $q_1$  positive et  $S_2$  de charge  $q_2$  négative, au point M résulte de la superposition des champs électrostatiques  $\vec{E}_1$  créé par la charge  $q_1$  et  $\vec{E}_2$  créé par la charge  $q_2$  en M.  $\vec{E} = \vec{E}_1 + \vec{E}_2$ .



### Application 1

Trois charges ponctuelles  $+q$ ,  $-q$  et  $-q$  sont placées aux sommets A, B et C d'un triangle équilatéral de côté  $a$ .

Une charge ponctuelle  $q$  créée au centre O du triangle, un champ électrique  $\vec{E}_0$  d'intensité  $E_0 = 9 \cdot 10^9 \cdot \frac{q}{a}$  exprimée Volt/mètre.

1. Faire le schéma et placer les charges  $+q$ ,  $-q$  et  $-q$  aux points A, B et C.
2. Calculer la valeur de  $E_0$ .
3. Déterminer les caractéristiques (direction, sens et valeur) du champ électrostatique régnant au centre du triangle. Application numérique :  $q = 0,1\text{nC}$  et  $a = 10$  cm.

**Application 2**

Soit un carré ABCD. On place les charges  $-q_0$ ,  $q_0$ ,  $q_0$  et  $-q_0$  respectivement en A, B, C, D.

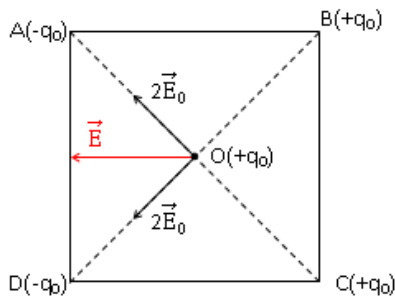
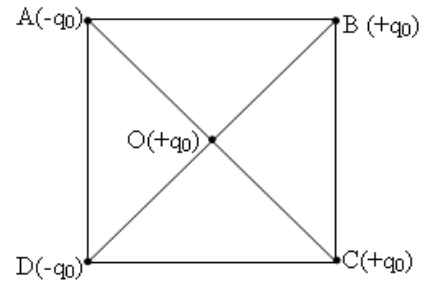
Une charge  $q_0$  crée au centre O du carré, un champ électrique  $\vec{E}_0$  d'intensité  $E_0 = 900\text{V/m}$ .

1. A l'aide d'un schéma, déterminer les caractéristiques (direction, sens et valeur) du vecteur champ électrostatique  $\vec{E}$  créé au point O par cette distribution de charges.

2. On place l'ion  $\text{O}^{2-}$  au point O.

Donner les caractéristiques (direction, sens et valeur) de la force  $\vec{F}_e$  qui s'exerce sur cet anion.

On donne : la charge élémentaire  $e = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$ .

**Résolution de l'application 2**

1. Les caractéristiques du vecteur champ  $\vec{E}$

$$\vec{E} = \vec{E}_A + \vec{E}_B + \vec{E}_C + \vec{E}_D.$$

Direction :  $\vec{E}$  est parallèle à (AB); sens : de B vers A;

valeur :  $E = 2\sqrt{2} \cdot E_0 = 2,545 \cdot 10^3\text{V/m}$ .

2. le vecteur  $\vec{F}_e = q\vec{E}$  et  $q = -2e < 0$ .

Direction : celle de  $\vec{E}$ ; sens : contraire de celui de  $\vec{E}$ ;

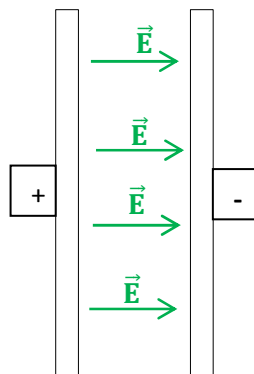
valeur :  $F_e = 2eE = 8,144 \cdot 10^{-16}\text{N}$ .

**3- Champ électrostatique  $\vec{E}$  uniforme**

Un condensateur est constitué de deux plaques parallèles rapprochées. Lorsque le condensateur est chargé, l'une des plaques porte une charge positive et l'autre, une charge négative, de même valeur absolue.

A l'exception des bords des plaques (armatures) d'un condensateur, le champ électrostatique  $\vec{E}$  créé à l'intérieur d'un condensateur est uniforme (même direction, même sens et même valeur en tout point M considéré).

Le champ électrostatique  $\vec{E}$  est perpendiculaire aux armatures et dirigé vers les potentiels décroissants.



Un peu d'histoire de la science

**Coulomb, Charles Augustin** de (1736-1806), physicien français connu pour ses recherches en électrostatique et magnétisme.

Né d'une famille noble à Angoulême, Charles Augustin de Coulomb a d'abord le désir de devenir mathématicien. Admis à l'école du génie de Mézière, il mène alors une carrière d'ingénieur militaire, participant à la construction du fort Bourbon aux Antilles. Revenu en France en 1772, il est élu en 1781 à l'Académie des sciences pour sa théorie des frottements. Il devient ensuite intendant des Eaux et Fontaines en 1784. À la Révolution, il abandonne ses diverses activités administratives, mais est nommé, peu avant sa mort, inspecteur général de l'Instruction publique en 1802.

Les premiers travaux de Coulomb concernent l'étude des contraintes mécaniques et des frottements. Il entreprend également des expériences sur l'élasticité et la torsion des fils. En 1777, il invente la balance de torsion, qui permet de mesurer la force de répulsion des charges électriques de même signe. En 1785, cette balance lui permet d'énoncer plus généralement la loi d'attraction et de répulsion électriques, aujourd'hui connue sous le nom de loi de Coulomb (voir Électricité). En 1789, il introduit la notion de moment magnétique, fondamentale en magnétisme. Son nom reste attaché à l'unité mesurant la quantité de charge électrique, le coulomb.



Machine de Wimshurst et le spectre électrique créé par celle-ci.

Travaux dirigés

Pour tous exercices, prendre  $g = 9,81\text{N/kg}$ .

Exercice 1

La boule d'un pendule électrostatique a une masse  $m = 3\text{g}$  et une charge  $q = 1\mu\text{C}$ .

Le pendule est écarté de sa position verticale d'un angle  $\alpha = 10^\circ$  dans un champ électrostatique  $\vec{E}$  uniforme et horizontal.

1. Faire un schéma et représenter les forces extérieures qui s'exercent sur la boule à l'équilibre.

2. Donner les caractéristiques du vecteur champ électrostatique  $\vec{E}$  qui agit sur le pendule.

3. La boule précédente est remplacée par une autre de masse  $m$  et de charge  $q = -2\mu\text{C}$ .

Le pendule est écarté de la verticale d'un angle  $\theta = 8^\circ$ .

3.1. Représenter le vecteur champ électrostatique  $\vec{E}$  qui agit sur la boule.

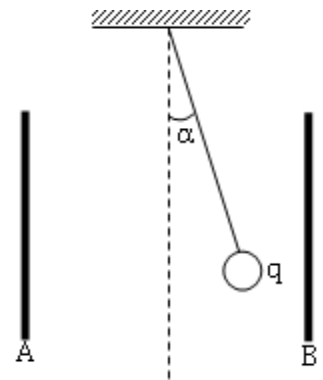
3.2. Déterminer la masse  $m$  du pendule.

**Exercice 2**

Placé dans un champ électrostatique uniforme et horizontal, un pendule électrostatique porte une boule, de dimensions négligeables et de masse  $m = 2g$ .

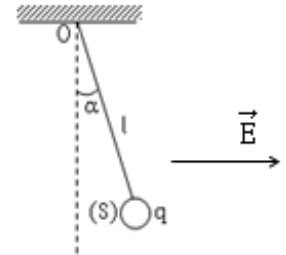
Le fil s'écarte d'un angle  $\alpha = 15^\circ$  de la verticale.

1. Calculer l'intensité de la force électrostatique  $\vec{F}_e$ .
2. Déterminer les caractéristiques du champ électrostatique  $\vec{E}$  sachant que  $q = -0,8\mu C$ .
3. Quel est le signe de la tension  $U_{AB}$  ?
4. Déterminer la distance séparant les deux plaques métalliques A et B sachant que  $|U_{AB}| = 10^3 V$ .
5. Que devient l'angle  $\alpha$  si  $q = 1\mu C$  ? Prendre  $g = 10 N/kg$ .

**Exercice 3**

Une petite sphère S est attachée au point O par un fil isolant de masse négligeable et de longueur  $l = 40cm$ . La sphère, de masse  $m = 5 \cdot 10^{-2}g$ , porte la charge  $q$ .

1. On la soumet à un champ électrostatique  $\vec{E}$ , horizontal, orienté comme l'indique la figure. Le fil s'incline d'un angle  $\alpha = 10^\circ$  par rapport à la verticale. En déduire la valeur de la charge électrique  $q$ , l'intensité du champ électrostatique est  $E = 10^3 V/m$ .



2. On superpose au champ électrostatique  $\vec{E}$  précédent, un autre au champ électrostatique  $\vec{E}'$ , vertical. Quels doivent être le sens et l'intensité du champ  $\vec{E}'$  pour que le fil s'incline sur la verticale d'un angle  $\theta = 20^\circ$  ?
3. Quelle serait l'inclinaison  $\beta$  du fil si l'on changeait le sens de  $\vec{E}'$  sans modifier son intensité ?

Titre du cours : **Energie potentielle électrostatique****Objectifs spécifiques**

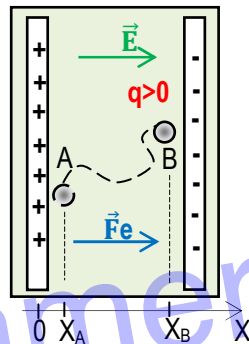
- Calculer le travail de la force électrostatique dans un champ uniforme.
- Définir la différence de potentielle entre deux points d'un champ uniforme.
- Définir l'énergie potentielle électrostatique.

**Plan du cours**

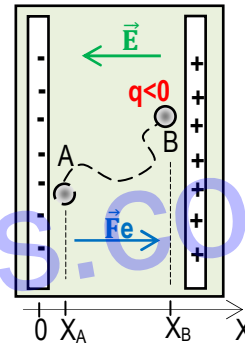
Voir cours

**Energie potentielle électrostatique****I- Travail de la force électrostatique dans un champ électrostatique uniforme****1- Expression**

Une sphère S de charge q est en mouvement dans un champ électrostatique  $\vec{E}$  uniforme créé entre les armatures d'un condensateur. Donnons l'expression du travail effectué par la sphère au cours de son déplacement de A à B selon le signe de la charge q.



La sphère S de charge q positive est attirée par l'armature de charge négative. Le travail effectué par la sphère au cours de ce déplacement de A à B est ;  $W_{A-B}(\vec{F}_e) = \vec{F}_e \cdot \vec{AB}$   
 $\vec{F}_e = q\vec{E}$  et dans le repère (OX), on a :  
 $\vec{E} = E \vec{i}$  et  $\vec{AB} = (X_B - X_A) \vec{i}$   
 $\Rightarrow W_{A-B}(\vec{F}_e) = \vec{F}_e \cdot \vec{AB} = qE(X_B - X_A)$



La sphère S de charge q négative est attirée par l'armature de charge positive. Le travail effectué par la sphère au cours de ce déplacement de A à B est ;  $W_{A-B}(\vec{F}_e) = \vec{F}_e \cdot \vec{AB}$   
 $\vec{F}_e = q\vec{E}$  et dans le repère (OX), on a :  
 $\vec{E} = -E \vec{i}$  et  $\vec{AB} = (X_B - X_A) \vec{i}$   
 $\Rightarrow W_{A-B}(\vec{F}_e) = \vec{F}_e \cdot \vec{AB} = -qE(X_B - X_A)$

**2- Généralisation**

Le travail de la force électrostatique  $\vec{F}_e$  créée par une particule de charge q, se déplaçant d'un point A vers un point B, dans un champ électrostatique  $\vec{E}$  uniforme est ;  $W_{A-B}(\vec{F}_e) = \vec{F}_e \cdot \vec{AB} = q\vec{E} \cdot \vec{AB}$ .

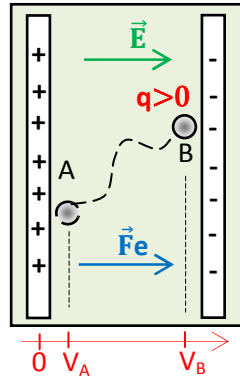
**Remarque**

Le travail de la force électrostatique  $\vec{F}_e$  ne dépend pas du chemin suivi mais des positions initiale et finale. La force électrostatique  $\vec{F}_e$  est une force constante.

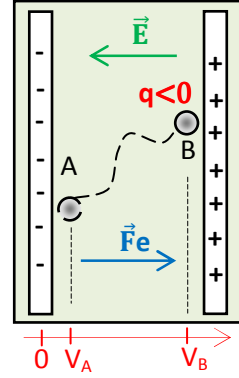
**II- Différence potentiel entre deux points A et B situés dans un champ électrostatique uniforme**

**1- Expression**

Une sphère S de charge q est en mouvement dans un champ électrostatique  $\vec{E}$  uniforme créé entre les armatures d'un condensateur. Donnons l'expression du travail effectué par la sphère au cours de son déplacement de A à B selon le potentiel des points A et B.



La sphère S de charge q positive est attirée par l'armature de charge négative. Le travail effectué par la sphère au cours du déplacement de A à B est ;  $W_{A-B}(\vec{F}_e) = q(V_A - V_B) = qU_{AB}$



La sphère S de charge q positive est attirée par l'armature de charge négative. Le travail effectué par la sphère au cours du déplacement de A à B est ;  $W_{A-B}(\vec{F}_e) = -q(V_A - V_B) = -qU_{AB}$

Le travail de la force électrostatique  $\vec{F}_e$  créée par une particule de charge q, se déplaçant d'un point A vers un point B, dans un champ électrostatique  $\vec{E}$  uniforme est ;

$W_{A-B}(\vec{F}_e) = q\vec{E} \cdot \vec{AB} = |q|U_{AB}$ . Donc  $U_{AB} = V_A - V_B = \vec{E} \cdot \vec{AB}$ .

**2- Généralisation**

La différence de potentiel (ou ddp) entre deux points A et B situés dans un champ électrostatique  $\vec{E}$  uniforme, notée  $V_A - V_B$  est égale au produit scalaire  $\vec{E} \cdot \vec{AB}$ .

$U_{AB} = V_A - V_B = \vec{E} \cdot \vec{AB}$ .

**3- Conséquences**

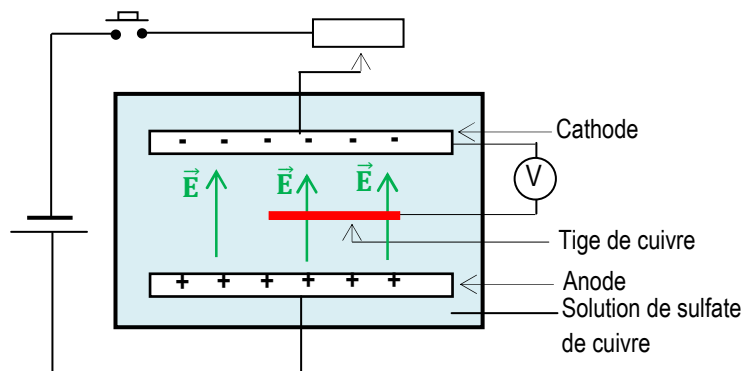
- Si  $\vec{E}$  et  $\vec{AB}$  sont perpendiculaires,  $U_{AB} = 0$ .
- Si  $\vec{E}$  et  $\vec{AB}$  sont colinéaires et de même sens,  $U_{AB} > 0$ .
- Si  $\vec{E}$  et  $\vec{AB}$  sont colinéaires et de sens contraires,  $U_{AB} < 0$ .

**4- Surfaces équipotentielles**

**4.1- Schéma du montage et expérience**

A l'aide du schéma du montage ci-dessous,

- On maintient la tige de cuivre parallèle aux électrodes et on lit le potentiel électrique en des points différents.
- On répète la même opération en disposant la tige de cuivre perpendiculaire aux électrodes.



#### 4.2- Observations et interprétations

- Sur une ligne perpendiculaire aux lignes de champ électrostatique  $\vec{E}$  (ou parallèle aux électrodes), le potentiel électrique reste **constant**.

Les points situés sur des lignes perpendiculaires aux lignes de champ électrostatique  $\vec{E}$  sont au même potentiel électrique. Ce sont des **lignes équipotentielles**.

- Sur une ligne de champ électrostatique  $\vec{E}$ , le potentiel électrique **diminue de la anode vers la cathode**.

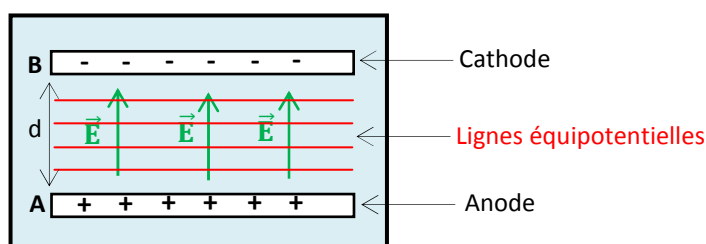
**Le champ électrostatique  $\vec{E}$  est orienté dans le sens des potentiels décroissants.**

#### 4.3- Conclusion

Les lignes perpendiculaires aux lignes de champ électrostatique  $\vec{E}$  sont des lignes équipotentielles. Un ensemble de lignes équipotentielles constitue une surface équipotentielle.

#### 4.4- Conséquences

- Soient deux points M et N d'une surface équipotentielle, on a :  $V_M - V_N = \vec{E} \cdot \overline{MN} = 0$  car  $\vec{E}$  et  $\overline{MN}$  sont perpendiculaires.  $U_{MN} = 0$  et  $V_M = V_N$ .



- Soient deux points A et B d'un champ électrostatique  $\vec{E}$  uniforme situés respectivement à l'anode et à la cathode. On a :  $V_A - V_B = \vec{E} \cdot \overline{AB} = E \cdot d$  car  $\vec{E}$  et  $\overline{AB}$  sont colinéaires et de mêmes sens.  $|U_{AB}| = E \cdot d$  et  $E = \frac{|U_{AB}|}{d}$ . E (en V/m),  $U_{AB}$  (en Volt) et d (en mètre).

### III- Energie potentielle électrostatique d'une particule charge q placée dans un champ électrostatique uniforme

#### 1- Expression

Le travail de la force électrostatique  $\vec{F}_e$  créée par une particule de charge q, se déplaçant d'un point A vers un point B, dans un champ électrostatique  $\vec{E}$  uniforme est ;

$$W_{A-B}(\vec{F}_e) = q\vec{E} \cdot \overline{AB} = |q|U_{AB}. \text{ Donc } W_{A-B}(\vec{F}_e) = qU_{AB} = qV_A - qV_B.$$

On définit l'énergie potentielle électrostatique en un point M au potentiel électrique V de l'espace champ électrostatique  $\vec{E}$  uniforme par ;  $E_{pe} = qV + cste$ .

En prenant le potentiel électrique de l'état de référence  $V_0$  nul,  $E_{pe} = qV$ .  $E_{pe}$  (en Joule), q (en Coulomb) et V (en Volt).

#### Remarque

L'énergie s'exprime aussi en électron-volt (eV).  $1eV = 1,6 \cdot 10^{-19}J$ .  $1MeV = 10^3 eV$ .

#### 2- Variation de l'énergie potentielle électrostatique d'une particule charge q

Une particule de charge, placée dans un champ électrostatique  $\vec{E}$  uniforme se déplace d'un point A au potentiel  $V_A$  à un point B au potentiel  $V_B$ . On suppose que la particule est uniquement soumise à l'action de la force électrostatique  $\vec{F}_e$ .

Evaluons le travail de la force électrostatique  $\vec{F}_e$  au cours de ce déplacement.

$$W_{A-B}(\vec{F}_e) = qU_{AB} = qV_A - qV_B = E_{peA} - E_{peB}. \text{ Or } W_{A-B}(\vec{F}_e) = E_{cB} - E_{cA}.$$

$$\text{Donc } E_{peA} - E_{peB} = E_{cB} - E_{cA}. \Rightarrow \Delta E_{peAB} = -\Delta E_{cAB}.$$

#### IV- Conservation de l'énergie mécanique d'une particule charge $q$ placée dans un champ électrostatique uniforme

D'après ce qui précède,  $W_{A-B}(\vec{F}_e) = qU_{AB} = qV_A - qV_B = Epe_A - Epe_B$ .

Or  $W_{A-B}(\vec{F}_e) = Ec_B - Ec_A$ . Donc  $Epe_A - Epe_B = Ec_B - Ec_A \Rightarrow Epe_A + Ec_A = Epe_B + Ec_B$ .

$Em_A = Em_B$  donc  $\Delta Em_{AB} = 0$ .

L'énergie mécanique de la particule de charge  $q$  se déplaçant dans un champ électrostatique  $\vec{E}$  uniforme se conserve.

##### Application 1

On maintient une différence de potentiel de  $10^3$  V entre deux plaques conductrices identiques, parallèles  $P_1$  et  $P_2$ , distantes de 5cm. Une charge  $q = 10^{-12}$ C se déplace entre les deux plaques d'un point A situé à 1cm de la plaque chargée positive à un point B situé à 2cm de la plaque chargée négative. Voir la figure ci-contre.

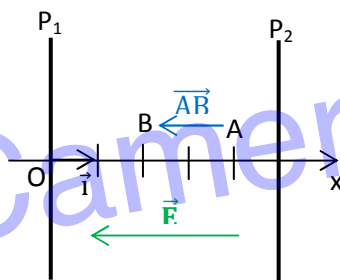
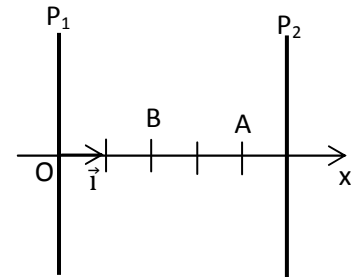
1. Représenter le champ  $\vec{E}$  supposé uniforme créé entre les plaques  $P_1$  et  $P_2$ . Calculer sa valeur.

2. Quelle est la valeur de la tension  $U_{AB}$  ?

3. On choisit comme la référence des potentiels, la plaque chargée négative.

Calculer l'énergie potentielle de la charge  $q$  en A, puis en B, en joule et en eV (électron-volt).

4. Quel est le travail de la force électrostatique qui s'exerce sur la charge  $q$  lorsqu'elle se déplace de A à B ?



##### Résolution

1. Voir la figure.  $E = U/d = 2 \cdot 10^4$  V/m.

2. La tension  $U_{AB} = \vec{E} \cdot \vec{AB} = -2 \cdot E = -4 \cdot 10^4$  V.

3.

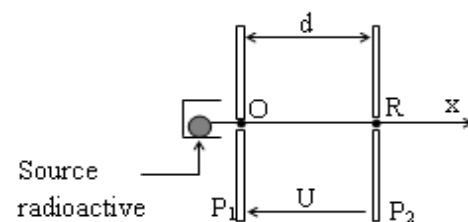
L'énergie potentielle  $Ep_A = qV_A = -4qE = -8 \cdot 10^{-8}$  J =  $-5 \cdot 10^{11}$  eV.

L'énergie potentielle  $Ep_B = qV_B = -2qE = -4 \cdot 10^{-8}$  J =  $-2,5 \cdot 10^{11}$  eV.

4. Le travail de la force  $\vec{F}_e$

$W(\vec{F}_e) = qU_{AB} = -2qE = -4 \cdot 10^{-8}$  J.

##### Application 2



Une particule  $\alpha$  ( ${}^4_2\text{He}$ ) produite par une source radioactive, est émise au voisinage du point O avec une vitesse négligeable.

1. Quelle tension  $U = U_{P1P2}$  faut-il appliquer entre les plaques  $P_1$  et  $P_2$ , distantes de  $d = 20$ cm, pour que la particule  $\alpha$  traverse la plaque  $P_2$  en R, à la vitesse  $v = 10^3$ km/s.

2. Calculer la vitesse de la particule à mi-chemin entre O et R.

3. Donner les caractéristiques du champ électrostatique  $\vec{E}$  uniforme entre les plaques.

4. Quelle est, en joule (J) puis en électron-volts (eV), l'énergie cinétique de la particule à son passage en au point R?

5. Calculer le potentiel d'un point situé à 5cm, 12cm et 20cm du point O.

6. En déduire l'énergie potentielle électrostatique d'une particule  $\alpha$  en ces points. Données :  $m = 6,6 \cdot 10^{-27}$ kg,  $q = 2e = 3,2 \cdot 10^{-19}$ C.

Travaux dirigésExercice 1

Une particule de charge  $q = -10^{-12}\text{C}$  est accélérée dans un champ électrostatique uniforme  $\vec{E}$ . Initialement au repos au point A, elle acquiert l'énergie cinétique  $E_C = 10^{-10}\text{J}$  au point B après avoir parcouru la distance  $d = 5\text{cm}$ . Calculer la valeur de la tension  $U_{AB}$  et l'intensité du champ électrostatique.

Exercice 2 On donne :  $AB = 2\text{cm}$ .

Un champ électrostatique uniforme est caractérisé par un vecteur champ  $\vec{E}$  vertical, dirigé vers le bas, d'intensité  $2,5 \cdot 10^3\text{V/m}$ . Les points A, B, C et D sont les sommets d'un rectangle avec  $\overline{AB}$  colinéaire à  $\vec{E}$  et de même sens. Calculer  $V_A - V_B$ ,  $V_D - V_C$ ,  $V_A - V_D$ .

Exercice 3 On donne :  $AB = 15\text{cm}$ .

Une charge  $q = 10^{-7}\text{C}$  se déplace en ligne droite, de A vers B dans un champ électrostatique uniforme  $\vec{E}$  d'intensité  $E = 600\text{V/m}$ , tel que  $(\overline{AB}; \vec{E}) = 30^\circ$ . Calculer :

1. Le travail de la force  $\vec{F}_e$  qui s'exerce sur la charge  $q$  au cours du déplacement AB ;
2. La valeur de la tension  $U_{AB}$ .

Exercice 4

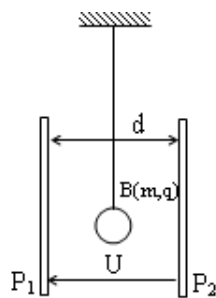
1. Un électron de masse  $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}\text{kg}$  passe d'un point A ( $V_A = 10\text{V}$ ) à un point B ( $V_B = 100\text{V}$ ).

1.1. Calculer le travail de la force électrostatique qui lui est appliquée.

1.2. Cet électron a initialement en A une vitesse de  $10^5\text{m/s}$ . Quelle est sa vitesse en B ?

2. Un proton de masse  $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27}\text{kg}$  se déplace d'un point A au potentiel  $V_A = 10\text{V}$  à un point B au potentiel  $V_B = 50\text{V}$ . Sa vitesse initiale en A est égale à  $1,2 \cdot 10^5\text{m/s}$ .

Quelle est sa vitesse en B ?

Exercice 5

Un pendule électrique, dont la boule B est une sphère isolante de masse  $m = 0,2\text{g}$ , portant la charge  $q = 2 \cdot 10^{-8}\text{C}$ , est suspendu entre deux plaques métalliques verticales  $P_1$  et  $P_2$  distantes de  $d = 20\text{cm}$ .

1. On établit la tension  $U = U_{P_1P_2} = 4 \cdot 10^3\text{V}$  entre les plaques métalliques verticales  $P_1$  et  $P_2$  de manière à créer entre celles-ci un champ électrostatique  $\vec{E}$  uniforme.

Quels sont la direction, le sens et l'intensité du champ électrostatique  $\vec{E}$  si le pendule ne perturbe pas celui-ci ?

2. Faire un schéma montrant l'inclinaison subie par le pendule et calculer l'angle  $\alpha$  entre le fil et la verticale lorsque l'équilibre est atteint.

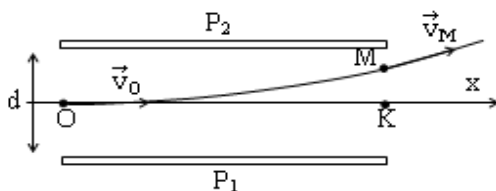
3. Le pendule est déplacé horizontalement, vers la plaque  $P_2$ , sur une distance  $AB = l = 2\text{cm}$  à partir de la position d'équilibre précédente.

Calculer le travail  $W(\vec{F}_e)$  de la force électrostatique  $\vec{F}_e$  qui s'exerce sur la boule pendant ce déplacement. Prendre  $g = 10\text{N/kg}$ .

**Exercice 6** On donne :  $m_e=9,1.10^{-31}\text{kg}$  ; la charge de l'électron :  $-e=-1,6.10^{-19}\text{C}$  et  $g=9,81\text{N/kg}$ .

Ce problème étudie de façon très simple la déviation d'un faisceau d'électrons par des plaques déflectrices  $P_1$  et  $P_2$ , horizontales, dans un tube cathodique où règne le vide.

Les électrons pénètrent en O entre plaques métalliques horizontales  $P_1$  et  $P_2$  distantes de  $d=6\text{cm}$  au point O à la vitesse  $v_0=10^7\text{m/s}$  et ressortent au point M.



1. On établit entre les plaques la tension  $U=U_{P_2P_1}=600\text{V}$ . Quels sont la direction, le sens et l'intensité du champ électrostatique  $\vec{E}$  supposé uniforme entre les plaques?
2. Donner les caractéristiques (direction, sens et intensité) de la force électrostatique  $\vec{F}_e$  qui agit sur un électron.

3. Comparer la force électrostatique  $\vec{F}_e$  au poids d'un électron.

Peut-on négliger le poids d'un électron devant la force électrostatique  $\vec{F}_e$  qui lui est appliquée ?

4. Justifier le sens de la déviation observée.

5. L'axe (Ox) pénètre dans le champ électrostatique  $\vec{E}$  en O et en ressort en K.

5.1. Montrer que la ddp  $V_O-V_K=0$ .

5.2. Calculer la ddp  $V_M-V_K$  sachant que  $MK = 1,3\text{cm}$ . En déduire la valeur de la ddp  $V_O-V_M$ .

6. En appliquant le théorème de l'énergie cinétique à un électron entre les points O et M, calculer sa vitesse  $v_M$  à sa sortie du champ au point M.

### Exercice 7

Dans un canon à électrons d'un oscilloscope (voir schéma ci-contre), les électrons sortent de la cathode C avec une vitesse pratiquement nulle, sont accélérés par une tension  $U_{AC} = 1600\text{V}$  appliquée entre la cathode C et l'anode A.

1. donner le signe et représenter la tension  $U_{AC}$  appliquée entre C et A.

2. calculer l'énergie cinétique  $E_{CA}$  des électrons à la traversée de l'anode A en joule (J). Exprimer le résultat en électron-volt (eV).

3. en déduire la vitesse  $v_A$  correspondante à cette énergie.

4. Les électrons pénètrent, avec la vitesse  $v_A$ , entre les plaques de déviation verticale  $P_1$  et  $P_2$ , en un point O situé à égale distance de chacune d'elles.

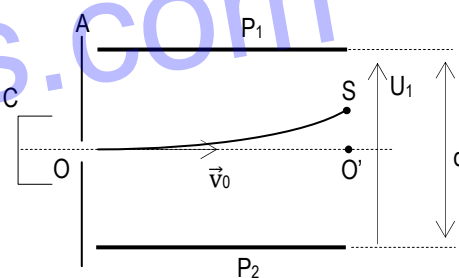
Lorsque la tension  $U_1=600\text{V}$  est appliquée à ces plaques distantes de  $d=6\text{cm}$ , les électrons sortent de l'espace champ  $\vec{E}$  en un point S tel que  $O'S = 2,5\text{cm}$ .

On prend l'origine des potentiels  $V_0 = 0$  au point O.

- 4.1. Donner les caractéristiques du champ  $\vec{E}$  et celles de la force  $\vec{F}_e$  qui agissent sur un électron.

4.2. Calculer à la sortie des plaques au point S ; le potentiel  $V_S$ , l'énergie potentielle électrostatique  $E_{PS}$  d'un électron et sa vitesse  $v_S$ .

On donne :  $m_e=9,1.10^{-31}\text{kg}$  ; la charge de l'électron :  $-e=-1,6.10^{-19}\text{C}$ .



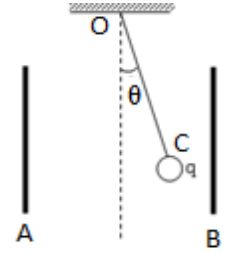
**Exercice 8**

On considère un pendule simple constitué par un fil inélastique OC de longueur  $l=40\text{cm}$  et de masse négligeable. L'extrémité O est fixe, l'autre C supporte une petite bille en cuivre assimilable à un point matériel de masse  $m=1\text{g}$ . Prendre  $g=10\text{N/kg}$ .

Le pendule est placé entre deux plaques métalliques A et B, planes, verticales, parallèles, séparées par une distance  $d$ .

La bille porte une charge une charge  $q$  positive. Les plaques A et B sont reliées aux bornes d'un générateur de tension continue. On écarte le pendule d'un angle  $\theta$  vers la plaque B. Voir la figure ci-dessus.

On donne :  $U=2,5 \cdot 10^4\text{V}$  ;  $d=20\text{cm}$  ;  $\theta=14^\circ$ .



1. Représenter la tension  $U_{AB}$  et donner son signe.

Donner la polarité des plaques métalliques A et B.

2. Exprimer la charge  $q$  de la bille en fonction de  $m$ ,  $\theta$  ;  $d$  ;  $U_{AB}$  et  $g$ . Calculer sa valeur.

3. Le pendule passe de sa position initiale  $G_1$  à sa position d'équilibre  $G_2$ .

3.1. Exprimer en fonction de  $q$  ;  $\theta$  ;  $d$  ;  $l$  et  $U_{AB}$  le travail de la force électrostatique au cours de ce déplacement.

3.2. Faire l'application numérique.

3.3. Calculer la différence de potentiel  $U'=V_{G_1}-V_{G_2}$  entre les positions  $G_1$  et  $G_2$ .

4. Calculer la variation de l'énergie potentielle de pesanteur de la bille.

5. En déduire la variation de l'énergie potentielle électrostatique de la bille.

Camertutos.com

## Electricité

### Titre du cours : Puissance et énergie électriques

#### Objectifs spécifiques

- Appliquer la loi d'ohm à des récepteurs et à des générateurs.
- Appliquer l'expression de la puissance et de l'énergie électriques reçues ou fournies par un dipôle.
- Définir les rendements d'un générateur, d'un récepteur et d'un circuit.

#### Plan du cours

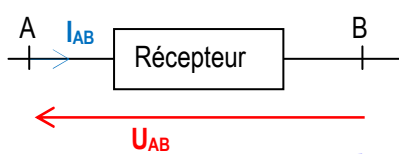
Voir cours

### Puissance et énergie électriques

#### I- Echanges énergétiques dans un dipôle passif

##### 1- Convention récepteur

Dans un circuit ne comportant que des récepteurs, le courant électrique circule dans le sens des potentiels décroissants.



##### Remarque

Un dipôle est un composant électrique qui a deux bornes. En circuit ouvert la tension aux bornes d'un dipôle passif est nulle.

C'est le cas du conducteur ohmique, de lampe à incandescence, moteur électrique, ...

##### 2- Énergie électrique reçue par un dipôle passif

Pendant un temps  $t$ , si un électron de charge  $q = -e$  qui entre en un point A (au potentiel A) et qui sort au point B (au potentiel B), l'énergie potentielle diminue.

Cette énergie perdue par le mouvement des charges, les électrons, se dissipe dans le dipôle et elle représente l'énergie reçue par le dipôle pendant le temps  $t$ .

$$E_{\text{reçue}} = |q|(V_A - V_B) = |q|U_{AB} = It \cdot U_{AB} \Rightarrow E_{\text{reçue}} = It \cdot U_{AB}.$$

$E_{\text{reçue}}$  (en Joule),  $I$  (en Ampère),  $t$  (en seconde).

*Remarque*  $|q| = n \cdot e = It$ .

##### 3- Puissance électrique reçue par un dipôle passif

En régime continu, la puissance reçue par un dipôle passif pendant un temps  $t$  est ;

$$\mathcal{P}_{\text{reçue}} = \frac{E_{\text{reçue}}}{t} = UI. \Rightarrow \mathcal{P}_{\text{reçue}} = UI. \quad \mathcal{P}_{\text{reçue}} \text{ (en Watt), } U \text{ (en Volt), } I \text{ (en Ampère).}$$

##### 4- Étude de quelques récepteurs

###### 4.1- Le conducteur ohmique

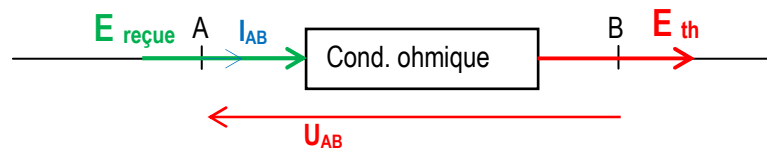
Un conducteur ohmique est un dipôle passif, symétrique et linéaire. Sa caractéristique intensité - tension est une droite passant par l'origine des axes (OX, OY).

###### a/ Effet joule

On appelle effet joule, l'effet thermique qui accompagne le passage du courant électrique dans les conducteurs électriques.  $E_{\text{reçue}} = E_{\text{th}} = UI t = RI^2 t$ .

###### b/ Loi d'ohm

La loi d'ohm pour un conducteur ohmique traversé par un courant électrique d'intensité  $I$  ayant à ses bornes la tension  $U$ , est ;  $U = RI$ .

c/ Schéma énergétique4.2- L'électrolyseura/ Définition

Un électrolyseur est un récepteur « actif » qui transforme une partie de l'énergie électrique reçue en une autre forme d'énergie autre que l'énergie thermique. Cet autre type d'énergie est l'énergie chimique.

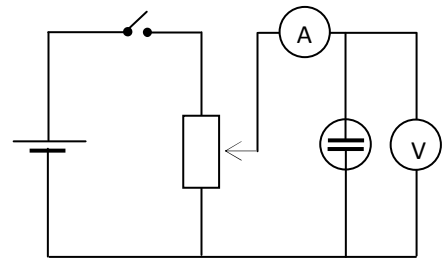
Remarque

Un récepteur actif est dipôle passif qui transforme une partie de l'énergie électrique reçue en une autre forme d'énergie autre que l'énergie thermique.

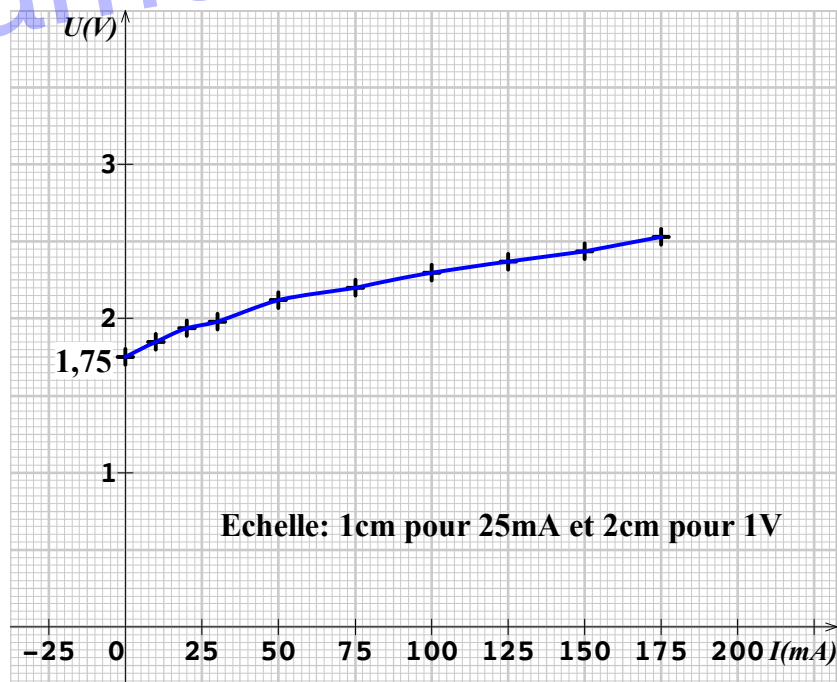
Un moteur transforme une partie de l'énergie électrique reçue en énergie mécanique...

b/ Caractéristique intensité-tension d'un électrolyseurb-1/ Schéma du montage et expérience

A l'aide du schéma du montage ci-contre, on ferme le circuit et avec le rhéostat on fait varier l'intensité du courant dans la branche du circuit contenant l'électrolyseur puis on relève la tension correspondante. On obtient le tableau de mesures suivant.



I (mA)	0	10	20	30	50	75	100	125	150	175
U (V)	1,75	1,85	1,94	1,98	2,12	2,2	2,3	2,37	2,44	2,53

b-2/ Courbe U = f(I)

Exploitation de la courbe

- La caractéristique intensité - tension de l'électrolyseur est « presque » une droite de coefficient directeur (la pente) positif, ne passant pas par l'origine des axes.

Pour  $I = 0$ ,  $U = e'$ , appelé force contre-électromotrice de l'électrolyseur.

Sa résistance interne  $r' = \frac{\Delta U}{\Delta I}$

- Loi d'ohm ;  $U = e' + r'I$

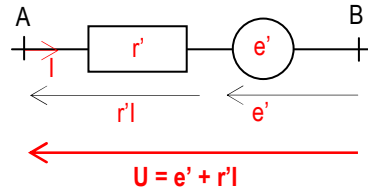


Schéma équivalent de l'électrolyseur

4.3- Généralisation

La caractéristique intensité-tension d'un récepteur « actif » est une droite de coefficient directeur (la pente) positif, ne passant pas par l'origine des axes.

La loi d'ohm est  $U = e' + r'I$  avec  $e'$  est la force contre-électromotrice du récepteur,  $r'$  est sa résistance interne.

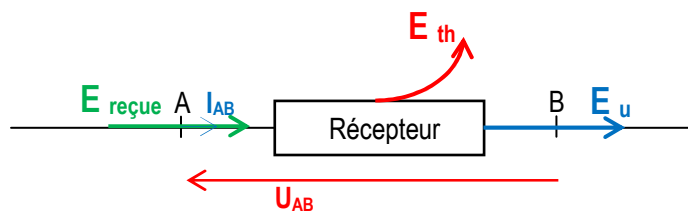
4.4- Bilan énergétiquea/ Energie électrique

$E_{\text{reçue}} = UI t$ . Or  $UI t = (e' + r'I) \cdot I t = e' I t + r' I^2 t$ .  $\Rightarrow E_{\text{reçue}} = E_u + E_{\text{th}}$

$E_u = e' I t$  ; énergie utile (mécanique ou chimique).

b/ Puissance électrique

$\mathcal{P}_{\text{reçue}} = UI$ . Or  $UI = (e' + r'I) \cdot I = e' I + r' I^2$ .  $\Rightarrow \mathcal{P}_{\text{reçue}} = \mathcal{P}_u + \mathcal{P}_{\text{th}}$  avec  $\mathcal{P}_u = e' I$  ; puissance utile (mécanique ou chimique).

c/ Schéma énergétique

Energie reçue $E_{\text{reçue}} = UI t$	Energie perdue par effet joule $E_{\text{th}} = r' I t$	Energie utile $E_u = e' I t$
Puissance reçue $\mathcal{P}_{\text{reçue}} = UI$	Puissance perdue par effet joule $\mathcal{P}_{\text{th}} = r' I^2$	Puissance utile $\mathcal{P}_u = e' I$

4.5- Rendement d'un récepteur

Le rendement d'un récepteur est le rapport de la puissance (ou énergie) utile qu'il produit (mécanique ou chimique) et la puissance (ou énergie) qu'il reçoit.  $\rho' = \frac{\mathcal{P}_u}{\mathcal{P}_{\text{reçue}}} = \frac{e' I}{e' I + r' I^2} < 1$ .

Le rendement est inférieur à 1.

Remarque

- Lorsqu'un moteur est bloqué, sa force contre-électromotrice est nulle ( $e' = 0$ ).

- Pour un électrolyseur à anode soluble (électrode de cuivre plongée dans une solution aqueuse de sulfate de cuivre), il n'apparaît pas d'énergie chimique. La force contre-électromotrice d'un tel électrolyseur est nulle ( $e' = 0$ ).

## II- Echanges énergétiques dans un dipôle actif (générateur)

### 1- Définition d'un générateur

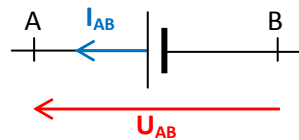
Un générateur est un dipôle actif (ou un appareil) qui produit du courant électrique à partir d'une autre forme d'énergie. Cette autre forme d'énergie peut être chimique (pile, accumulateur, ...), mécanique (barrage hydro-électrique, génératrice de bicyclette, ...), lumineuse (plaque photovoltaïque), ...

#### Remarque

Un dipôle actif est un dipôle dont la tension à ses bornes est **non nulle** en circuit ouvert.

Il possède une borne positive (+) et une borne négative (-). Les dipôles actifs constituent la famille des générateurs.

### 2- Convention générateur

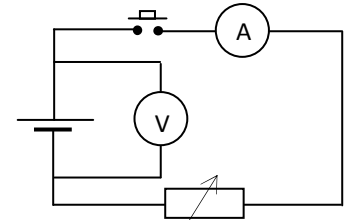


Dans un circuit ne comportant que des générateurs, le courant électrique circule dans le sens des potentiels croissants.

### 3- Caractéristique intensité-tension d'une pile (générateur)

#### 3.1- Schéma du montage et expérience

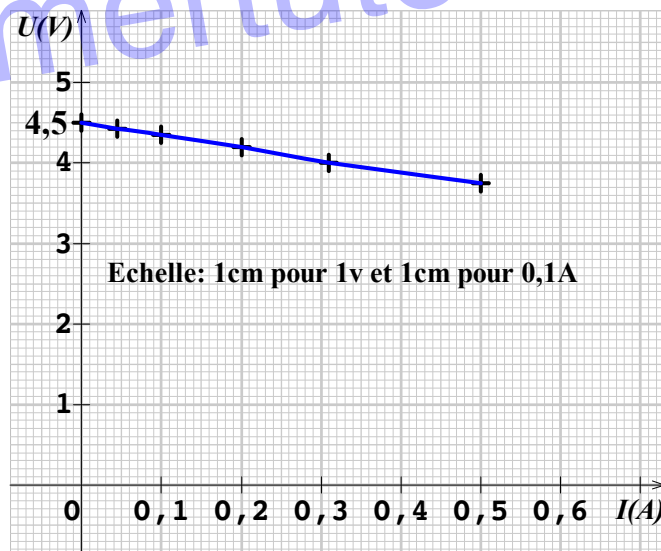
A l'aide du schéma du montage ci-contre, on ferme le circuit et à l'aide de la résistance réglable du conducteur ohmique on fait varier l'intensité du courant du circuit et l'on relève la tension correspondante. On obtient le tableau de mesures suivant.



#### Tableau de mesures

$U_{PN}$ (V)	4,5	4,425	4,35	4,20	4,05	3,75
$I$ (A)	0	0,045	0,10	0,20	0,31	0,50

#### 3.2- Courbe $U = f(I)$



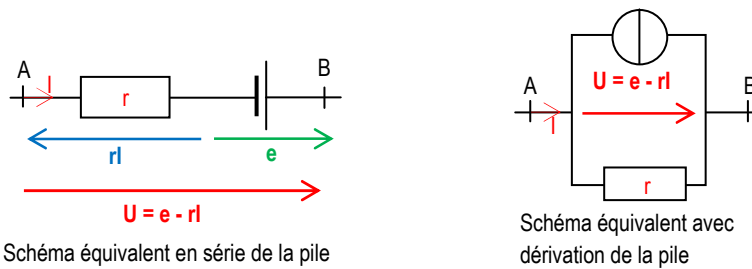
#### Exploitation de la courbe

- La caractéristique intensité - tension de la pile est une **droite** de coefficient directeur (la pente) négatif, ne passant pas par l'origine des axes.

Pour  $I = 0$ ,  $U = e$ , appelé force électromotrice de la pile. Sa résistance interne,  $r = -\frac{\Delta U}{\Delta I}$

- Loi d'ohm ;  $U = e - rI$

A partir de la loi d'ohm, on a les schémas équivalents suivants.



Remarque Pour le schéma équivalent avec dérivation de la pile ;  $I = I_{cc} + (-\frac{U}{r}) = \frac{1}{r}(E - U) \Rightarrow U = E - rI$ .

**3.3- Généralisation**

La caractéristique intensité-tension d'un générateur est une droite de coefficient directeur (la pente) négatif, ne passant pas par l'origine des axes. La loi d'ohm est  $U = e + rI$  avec  $e$  est la force électromotrice du récepteur,  $r$  est sa résistance interne.

Remarque

Un générateur monté en opposition se comporte comme un récepteur.  $U = -(-e) + rI = e + rI$ .

**3.4- Bilan énergétique**

a/ Energie électrique

$E_{fournie} = UIt$ . Or  $UIt = (e - rI).It = elt - rI^2t$ .  $\Rightarrow E_{fournie} = E_g - E_{th}$

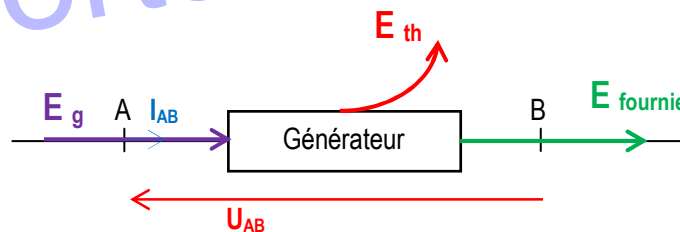
Donc  $E_g = E_{fournie} + E_{th}$  avec  $E_g = elt$  ; énergie engendrée par le générateur.

b/ Puissance électrique

$\mathcal{P}_{reçue} = UI$ . Or  $UI = (e - rI).I = el - rI^2$ .  $\Rightarrow \mathcal{P}_{fournie} = \mathcal{P}_g - \mathcal{P}_{th}$

Donc  $\mathcal{P}_g = \mathcal{P}_{fournie} + \mathcal{P}_{th}$  avec  $\mathcal{P}_g = el$  ; puissance engendrée par le générateur.

c/ Schéma énergétique



Energie fournie au circuit extérieur $E_{fournie} = UIt$	Energie perdue par effet joule $E_{th} = rIt$	Energie engendrée $E_g = elt$
Puissance fournie au circuit extérieur $\mathcal{P}_{fournie} = UI$	Puissance perdue par effet joule $\mathcal{P}_{th} = rI^2$	Puissance engendrée $\mathcal{P}_g = el$

**3.5- Rendement d'un générateur**

Le rendement d'un générateur est le rapport de la puissance (ou énergie) fournie au circuit extérieur et la puissance (ou énergie) générée.  $\rho = \frac{\mathcal{P}_{fournie}}{\mathcal{P}_g} = \frac{e - rI}{e} = 1 - \frac{rI}{e} < 1$ .

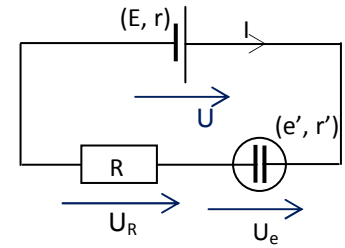
Le rendement est inférieur à 1.

**III- Bilan énergétique d'un circuit**

**1- Circuit série simple**

Loi d'additivité des tensions ;

$$U = U_R + U_e \quad e - rI = e' + r'I + RI \Rightarrow I = \frac{e - e'}{r + r' + R}$$



**2- Généralisation**

Considérons un circuit série comportant des générateurs, des récepteurs et des conducteurs ohmiques.

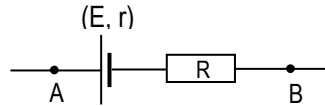
L'intensité du circuit est donnée par la relation suivante ;  $I = \frac{\sum e - \sum e'}{\sum (r + r' + R)}$ . C'est la loi de Pouillet.

**3- Généralisation**

Le rendement du circuit est  $\rho = \frac{P_{utile}}{P_{fournie}} = \frac{\sum e'}{\sum e - \sum (rI)}$ .

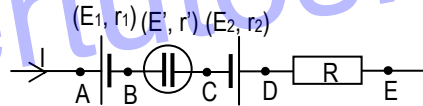
**Application 1**

1. Considère le dipôle suivant dans lequel  $E = 100V$ ,  $r = 2\Omega$  et  $R = 20\Omega$ .



Calculer  $U_{AB}$  aux bornes du dipôle pour ;

- 1.1. L'intensité  $I_{AB} = 8A$ ,
- 1.2. L'intensité  $I_{BA} = 10A$ .
- 2. La portion de circuit AE ci-dessous est parcourue par un courant d'intensité  $I = 2A$ .



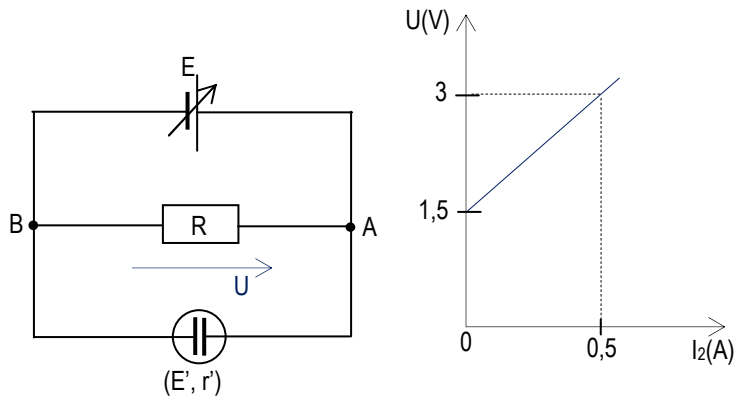
Calculer ;

- 2.1. Les tensions  $U_{AB}$  ;  $U_{AD}$  et  $U_{AE}$ .
  - 2.2. La puissance électrique reçue par le dipôle CE.
- On donne :  $R = 5\Omega$  ;  $E' = 2V$ ,  $r' = 3\Omega$  ;  $E_1 = 6V$ ,  $r_1 = 2\Omega$  ;  $E_2 = 1V$ ,  $r_2 = 0,2\Omega$ .

**Application 2**

On réalise le montage ci-dessous dans lequel :

- Le générateur a une fém.  $E$  réglable et une résistance interne nulle ;
- Le conducteur ohmique a une résistance  $R = 10\Omega$  ;
- L'électrolyseur possède une caractéristique intensité-tension idéale conforme à la figure ci-dessous.



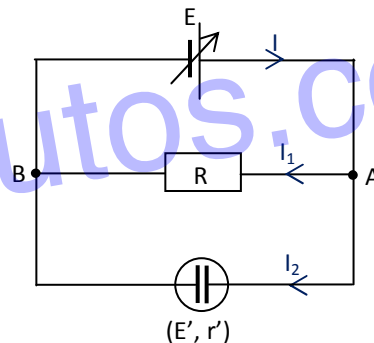
1. On fixe la fém.  $E$  du générateur à  $1,2V$  puis à  $2V$ .  
Calculer les intensités  $I_1$  et  $I_2$  des courants qui traversent le conducteur ohmique et l'électrolyseur pour chaque valeur de  $E$ .
2. On maintient la fém.  $E$  du générateur à  $2V$  et on intercale entre le nœud  $A$  et le générateur un conducteur ohmique de résistance  $R'$  réglable.
  - 2.1. Calculer :
    - a/ les intensités  $I'_1$  et  $I'_2$  des courants qui traversent le conducteur ohmique et l'électrolyseur pour  $R' = 1\Omega$ .
    - b/ l'énergie chimique emmagasinée dans l'électrolyseur pendant la durée  $\Delta t = 10mn$ .
  - 2.2. Au-delà de quelle valeur de la résistance  $R'$  le courant cesse-t-il de traverser l'électrolyseur ?

**Application 3**

Le montage ci-contre comprend:

- Un générateur de fém.  $E$  réglable et de résistance interne  $r$  ;
- Un conducteur ohmique de résistance  $R = 4\Omega$  ;
- Un électrolyseur ( $E' = 2V$  ;  $r' = 0,5\Omega$ ).

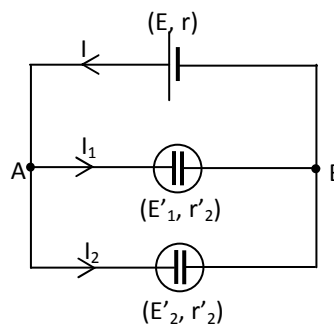
1. On fixe la fém.  $E$  du générateur à  $1V$  et  $r = 0$ .  
Calculer les intensités  $I_1$  et  $I_2$  des courants qui traversent le conducteur ohmique et l'électrolyseur.
2. Pour quelle valeur de la fém.  $E$  du générateur, l'électrolyseur sera-t-il traversé par un courant ?
3. On fixe ensuite la fém.  $E$  du générateur à  $3V$  et  $r = 1\Omega$ . Calculer :
  - 3.1. Les intensités  $I'_1$  et  $I'_2$  des courants qui traversent le conducteur ohmique et l'électrolyseur.
  - 3.2. L'énergie chimique emmagasinée dans l'électrolyseur pendant la durée  $\Delta t = 5mn$ .
  - 3.3. Le rendement de l'électrolyseur.

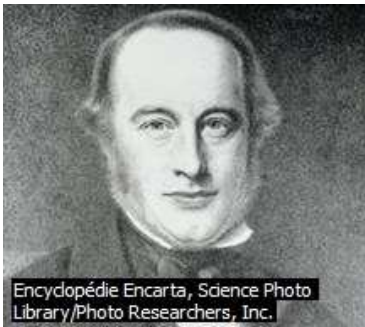
**Application 4**

On réalise le montage ci-contre dans lequel :

- Le générateur a une fém.  $E = 6V$  et de résistance interne  $r = 2\Omega$  ;
- Les électrolyseurs 1 ( $E'_1 = 2V$  ;  $r'_1 = 2\Omega$ ) et 2 ( $E'_2 = 3V$  ;  $r'_2 = 1\Omega$ ) sont montés avec dérivation aux bornes du générateur.

1. Calculer les intensités  $I_1$  et  $I_2$  des courants qui traversent les électrolyseurs 1 et 2.
2. En déduire l'intensité  $I$  du courant débitée par le générateur.
3. Calculer ;
  - 3.1. La tension  $U_{AB}$
  - 3.2. L'énergie fournie par le générateur au reste du circuit en  $1mn$ .



Un peu d'histoire de la science

Encyclopédie Encarta, Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.

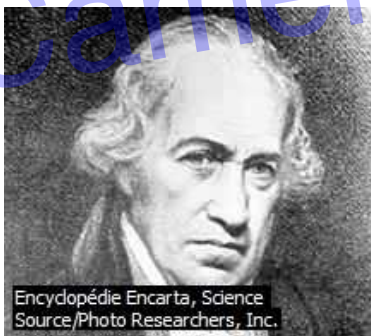
**Joule, James Prescott** (1818-1889), physicien britannique, né à Salford, dans le Lancashire. Il fut l'un des plus grands physiciens de son époque ; Joule est célèbre pour ses travaux de recherche en électricité et en thermodynamique. Au cours de ses recherches sur la chaleur émise dans un circuit électrique, il formula la loi, connue sous le nom de loi de Joule, sur la chaleur électrique, qui indique que la quantité de chaleur produite chaque seconde dans un conducteur par le passage du courant électrique est proportionnelle à la résistance électrique du conducteur et au carré du courant électrique. Joule a vérifié expérimentalement la loi de la conservation de l'énergie dans son étude sur la transformation de

l'énergie mécanique en énergie thermique.

Utilisant plusieurs méthodes indépendantes, Joule détermina la relation numérique existant entre l'énergie thermique et l'énergie mécanique, soit l'équivalent mécanique de la chaleur. L'unité d'énergie porte son nom ; elle est égale à un watt.seconde. Avec le physicien William Thomson, Joule découvrit que la température d'un gaz décroît lorsqu'il se dilate sans opération particulière. Ce phénomène, connu sous le nom d'effet Joule-Thomson, est à la base du fonctionnement des systèmes courants de réfrigération et de climatisation.

Joule reçut de nombreuses distinctions honorifiques des universités et des sociétés scientifiques à travers le monde. Ses Articles scientifiques en deux volumes furent publiés en 1885 et en 1887.

**Ohm, Georg Simon** (1789-1854), physicien allemand, connu principalement pour ses recherches sur le courant électrique et pour la loi qui porte son nom. Né à Erlangen, il fut le directeur de l'institut polytechnique de Nuremberg de 1833 à 1849 et professeur de physique expérimentale à l'université de Munich de 1852 à sa mort. La loi d'Ohm indique le rapport de proportionnalité existant entre la tension et l'intensité du courant dans un circuit électrique. Ainsi, Ohm définit précisément la notion de résistivité et de résistance (voir Résistance électrique). En son honneur, l'unité de résistance électrique porte son nom.



Encyclopédie Encarta, Science Source/Photo Researchers, Inc.

**Watt, James** (1736-1819), inventeur, ingénieur et mécanicien écossais, célèbre pour ses améliorations apportées à la machine à vapeur.

**Watt** naquit le 19 janvier 1736 à Greenock, en Écosse. Il travailla comme fabricant d'instruments mathématiques dès l'âge de dix-neuf ans. Il commença à s'intéresser à l'amélioration des machines à vapeur (invention des ingénieurs anglais Thomas Savery et Thomas Newcomen) qui étaient utilisées à l'époque pour pomper l'eau des mines.

Watt détermina les propriétés de la vapeur, en particulier le rapport entre sa densité, sa température et sa pression. Il conçut une chambre de condensation séparée pour la machine à vapeur. Celle-ci permit d'éviter les énormes pertes de vapeur dans le cylindre et améliorèrent le degré de vide dans la machine. Le premier brevet de Watt, déposé en 1769, porta sur cet appareil et sur d'autres améliorations apportées à la machine de Newcomen : la chemise à vapeur, la lubrification à l'huile et l'isolation du cylindre afin de maintenir des températures élevées et d'assurer un rendement maximal.

À cette époque, Watt était le partenaire de l'inventeur britannique John Roebuck, qui finançait ses recherches. En 1775, cependant, la participation de Roebuck fut reprise par le fabricant britannique Matthew Boulton, propriétaire des ateliers de fabrication Soho à Birmingham. Il commença à fabriquer des machines à vapeur avec Watt. Watt poursuivit sa recherche et breveta plusieurs autres inventions importantes, dont la machine rotative permettant de faire fonctionner différents types d'appareils, la machine à double effet, dans laquelle l'admission de la vapeur était alternativement réalisée aux deux extrémités du cylindre, et enfin l'indicateur de vapeur, qui enregistrait la pression de vapeur dans la machine. Il se retira de la société en 1800. Par la suite, il se consacra entièrement à la recherche. L'idée fautive selon laquelle Watt serait le véritable inventeur de la machine à vapeur provient de ses contributions fondamentales à son développement. Il inventa en 1788 le régulateur centrifuge ou à

boules, qui permet de réguler automatiquement la vitesse d'un moteur et est toujours utilisé de nos jours. Il intègre le principe de la boucle de réaction d'un servomécanisme, reliant la sortie à l'entrée, le concept de base de l'automatisation. L'unité électrique, le watt, tient son nom de cet inventeur. Watt fut également un ingénieur civil renommé et réalisa plusieurs relevés pour des voies de canaux. Il inventa en 1767 un accessoire permettant d'utiliser les télescopes pour la mesure de distances. Watt mourut à Heathfield, en Angleterre, le 19 août 1819.

### Travaux dirigés

#### Exercice 1

Un générateur de f.é.m.  $E=6V$  et de résistance interne  $r = 2\Omega$  est associé en série avec un électrolyseur de f.c.é.m.  $E'=2V$  et de résistance interne  $r'=8\Omega$ .

1. faire le schéma du montage, écrire la loi d'ohm pour chaque dipôle, et calculer l'intensité  $I$  du circuit.
2. donner l'expression et calculer :
  - 2.1. La puissance électrique générée
  - 2.2. La puissance électrique disponible aux bornes du générateur et la puissance reçue par l'électrolyseur.
  - 2.3. La puissance utile.
3. Définir et calculer :
  - 3.1. Le rendement du générateur et celui de l'électrolyseur.
  - 3.2. Le rendement du circuit.

#### Exercice 2

1. Un électrolyseur de f.c.é.m.  $E'=1,8V$  et résistance interne  $r'=4,3\Omega$  est traversé par un courant d'intensité  $I=43mA$ . Déterminer la tension à ses bornes.
2. Calculer ;
  - 2.1. La puissance électrique consommée par l'électrolyseur,
  - 2.2. Sa puissance utile et la puissance perdue par effet joule.
  - 2.3. En déduire le rendement de l'électrolyseur.
3. Calculer énergie électrique consommée en 30 min de fonctionnement.

#### Exercice 3

Un circuit fermé contient, en série : un générateur ( $E=20V$  ;  $r=1\Omega$ ) un conducteur ohmique ( $R=6\Omega$ ), un moteur ( $r=1\Omega$ ) et un ampèremètre de résistance négligeable.

1. faire le schéma du montage.
2. On empêche le moteur de tourner. Déterminer ;
  - 2.1. L'indication de l'ampèremètre
  - 2.2. L'indication d'un voltmètre relié aux bornes du moteur.
3. On laisse le moteur tourner. L'ampèremètre marque 1A. Déterminer ;
  - 3.1. La f.c.é.m. du moteur,
  - 3.2. Sa puissance utile et la tension à ses bornes.

**Exercice 4**

Un électrolyseur dont les électrodes sont en fer contient en solution aqueuse d'hydroxyde de sodium. On le soumet à une tension continue réglable  $U$ ,  $I$  est l'intensité du courant qui le traverse.

- Faire un schéma du montage en mettant en place les éléments suivants :
  - un générateur continu à tension de sortie réglable, - un interrupteur, - un électrolyseur, - un ampèremètre, - un voltmètre.
- Les résultats des différentes mesures sont consignés dans le tableau ci-dessous.

U(V)	0	0,5	1	1,5	1,6	1,7	1,8	2	2,5	3	3,5	4	4,5	5
I(A)	0	0	0	0	0,02	0,03	0,05	0,1	0,29	0,5	0,71	0,92	1,1	1,32

2.1. Tracer la caractéristique intensité-tension  $U = f(I)$ .

Echelle : 1cm pour 0,1A et 1cm pour 0,5V.

2.2. Trouver l'équation de la partie linéaire de cette caractéristique sous la forme  $U = aI + b$ .

2.3. En déduire les valeurs de la f.c.é.m.  $E$  et de résistance interne  $r'$  de l'électrolyseur.

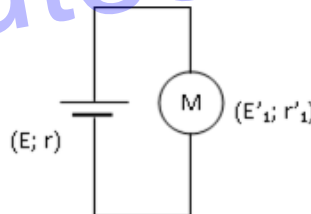
3. L'électrolyseur précédent est désormais branché aux bornes d'une pile de f.é.m.  $E = 4,5V$  et de résistance  $r = 1,5\Omega$ .

- Calculer l'intensité  $I$  qui le traverse.
- Quelle puissance électrique reçoit-il ? Quelle puissance dissipe-t-il par effet joule ?
- De quelle puissance utile dispose-t-il pour effectuer les réactions chimiques aux électrodes ?
- En déduire le rendement de l'électrolyseur.

**Exercice 5**

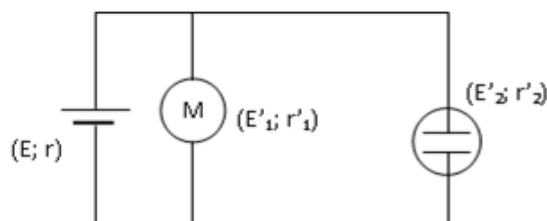
Un générateur de f.é.m.  $E=12V$  et de résistance interne  $r=1\Omega$  alimente un moteur de f.c.é.m.  $E_1'=8V$  et de résistance interne  $r_1'=2\Omega$ . Calculer;

- l'intensité du courant qui traverse ce circuit.
- la puissance fournie au circuit extérieur par le générateur et le rendement du moteur.



3. Une cuve à électrolyseur ( $E_2'=2V$ ,  $r_2'=6\Omega$ ) est placée avec dérivation aux bornes du moteur.

- Déterminer les intensités des courants dans chaque récepteur.
- En déduire l'intensité débitée par le générateur.
- Calculer la puissance fournie au circuit extérieur par le générateur.



**Exercice 6**

Un circuit est constitué d'un générateur ( $E=6V$ ,  $r=1\Omega$ ), un moteur électrique ( $E'_1$ ,  $r'_1$ ), un résistor de résistance  $R$  variable, un électrolyseur ( $E'_2$ ,  $r'_2$ ), deux ampèremètres  $A_1$  et  $A_2$  et deux interrupteurs  $K_1$  et  $K_2$ .

1.  $K_2$  étant ouvert, on ferme  $K_1$ .

Lorsque le moteur est bloqué, on lit sur  $A_1$  ;  $I_1=1,5A$ .

Lorsque le moteur tourne, on lit sur  $A_1$  ;  $I'_1=1A$ .

1.1. Déterminer  $E'_1$  et  $r'_1$ .

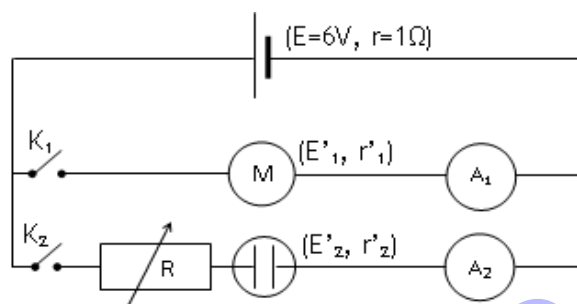
1.2. Calculer le rendement du moteur.

2. On ouvre  $K_1$  et on ferme  $K_2$ . Pour  $R=10\Omega$ , on lit sur  $A_2$  ;  $I_2=0,25A$ . Pour  $R=15\Omega$ , on lit sur  $A_2$  ;  $I'_2=0,20A$ . Déterminer  $E'_2$  et  $r'_2$ .

3. On ferme  $K_1$  et  $K_2$ .

3.1. Calculer les intensités  $I_1$  et  $I_2$  lues respectivement sur les ampèremètres  $A_1$  et  $A_2$  pour  $R=10\Omega$ .

3.2. En déduire l'intensité  $I$  débitée par le générateur.

**Exercice 7**

Un circuit électrique comprend en série un générateur de f.é.m. constante  $e = 27 V$  et de résistance interne  $r = 0,5\Omega$ , un moteur de f.c.é.m.  $e'$  et de résistance  $r'$ , un conducteur ohmique  $R = 2,5\Omega$ .

1. Faire un schéma du circuit électrique.

2. Ecrire la loi d'ohm aux bornes de chaque dipôle.

3. On empêche le moteur de tourner. On mesure une énergie de  $12kJ$  en  $5mn$  au niveau du conducteur ohmique. Calculer :

3.1. L'intensité  $I$  du courant dans le circuit.

3.2. La résistance interne  $r'$  du moteur.

4. Le moteur fonctionne, la quantité d'énergie dégagée au niveau du conducteur ohmique n'est plus que de  $0,75kJ$  en  $5mn$ . Calculer :

4.1. L'intensité  $I'$  du courant dans le circuit.

4.2. La f.c.é.m.  $e'$  du moteur.

4.3. La puissance mécanique du moteur lorsqu'il fonctionne.

**Exercice 8**

Aux bornes d'un générateur continu industriel ( $E = 220V$  et de résistance interne  $r = 0,4\Omega$ ) ; on branche en série, un conducteur ohmique de résistance  $R = 50\Omega$  et un moteur de f.c.é.m.  $E'$  et de résistance interne  $r'$ .

1. Quand on bloque le moteur, l'intensité du circuit est  $I_1=4,3A$ .

Calculer  $r'$  et la tension  $U_1$  à ses bornes.

2. Lorsque le moteur tourne à son régime principal, l'intensité du circuit est  $I_2=1,5A$ . Calculer :

2.1. La tension  $U_2$  aux bornes du moteur et la valeur de  $E'$

2.2. La puissance fournie par le générateur et la puissance thermique dissipée dans le circuit

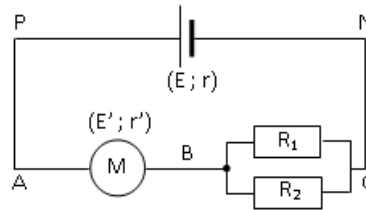
2.3. La puissance utile du moteur.

2.4. Le rendement de l'installation.

**Exercice 9**

On considère le circuit ci-contre dans lequel un générateur de f.é.m.  $E=20\text{V}$  et de résistance interne  $r=2\Omega$  alimente un moteur électrique de f.c.é.m.  $E'=4\text{V}$  et de résistance interne  $r'=1,2\Omega$  associé avec dérivation à deux conducteurs ohmiques de résistances respectives  $R_1=8\Omega$  et  $R_2=12\Omega$ .

1. Déterminer la résistance équivalente  $R$  des conducteurs ohmiques.
2. Donner en fonction de l'intensité  $I$  du circuit, l'expression de la tension  $U_{PN}$  aux bornes du générateur,  $U_{AB}$  aux bornes du moteur et  $U_{BC}$  aux bornes des conducteurs ohmiques associés avec dérivation.
3. A l'aide de quelle loi peut-on établir l'expression de l'intensité  $I$  du circuit ? Donner cette expression et calculer la valeur de  $I$ .
4. Donner l'expression en fonction de l'intensité  $I$  et calculer la valeur de :
  - 4.1. La puissance générée par le générateur et celle qu'il fournit au reste du circuit.
  - 4.2. La puissance reçue par le moteur et celle dissipée par effet joule dans tout le circuit.
  - 4.3. Le rendement du moteur.



Camertutos.com

Titre du cours : Les condensateurs**Objectifs spécifiques**

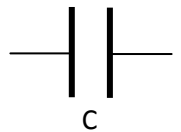
- Déterminer les caractéristiques d'un condensateur.
- Appliquer les lois d'association de condensateurs.
- Connaître l'expression de l'énergie stockée par un condensateur.

**Plan du cours**

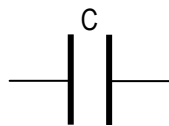
Voir cours

**Les condensateurs****I- Généralités****1- Définition et symbole**

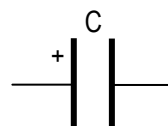
Un condensateur est un composant électrique constitué de deux conducteurs métalliques (les armatures), en influence mutuelle, séparés par un isolant (le diélectrique). Le symbole d'un condensateur est ;

**Remarque**

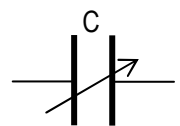
1. Entre les armatures d'un condensateur, il règne un champ électrostatique  $\vec{E}$  uniforme. Le diélectrique utilisé est l'air, le vide, le verre, le mica, ...
2. Un condensateur ne laisse pas passer permanent (continu). Il ne peut s'utiliser qu'en courant variable.
3. Condensateur de capacité  $C = 2200\mu\text{F}$  et la tension entre ses armatures est 16V.

**2- Symbole de quelques condensateurs**

Condensateur non polarisé



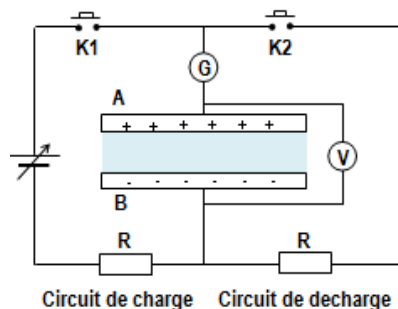
Condensateur polarisé



Condensateur à capacité variable

**II- Intensité du courant et tension aux bornes d'un condensateur****1. Charge et décharge d'un condensateur****1.1. Schéma du montage**

Lorsqu'on ferme l'interrupteur (ou bouton poussoir)  $K_1$  ou  $K_2$ , l'aiguille du galvanomètre très sensible donne une déviation maximale proportionnelle à la charge totale  $Q$  des électrons en mouvement entre les armatures A et B du condensateur.



## 1.2. Charge d'un condensateur

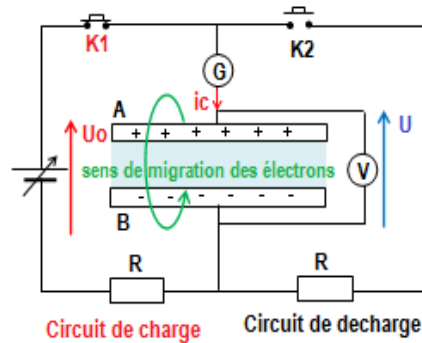
## a/ Expérience

Fermons l'interrupteur  $K_1$ .

## b/ Observations

Le galvanomètre indique le passage d'un courant  $i_c$  positif.

Le voltmètre affiche une tension croissante qui se stabilise à la valeur  $U_0$ .



## c/ Interprétation

Les électrons (à l'intérieur du condensateur), migrent de l'armature B vers l'armature A (en sens inverse de  $i_c$ ).

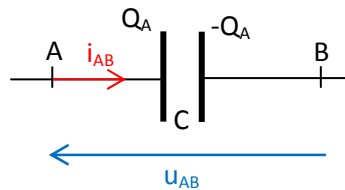
La migration des électrons qui a donné naissance au courant  $i_c$ , crée une charge  $Q_A > 0$  (sur l'armature A) et une charge  $Q_B < 0$  (sur l'armature B) telle que  $Q_A = -Q_B$ .

La différence de potentiel (ddp) ainsi établie entre les armatures A et B, donne la tension  $U$  aux bornes du condensateur. La migration des électrons s'arrête dès que la tension  $U = U_0$  ( $U_0$  étant la tension aux bornes du condensateur). Il ne circule plus de courant dans le circuit de charge (le courant de charge  $i_c$  s'annule). La charge du condensateur est  $Q = |Q_A| = |Q_B|$ . On dit qu'il est chargé.

## d/ Conclusion

Lors de la charge du condensateur,  $i_{AB} = i_c > 0$ , la charge  $q$  du condensateur augmente en fonction du temps ;  $i_c = \frac{dq}{dt} > 0$ .

A la fin de la charge, on a :  $Q_A = -Q_B$ .

Remarque

- La borne positive du générateur attire les électrons de l'armature A, les propulse vers la borne négative (du générateur), qui les repousse vers l'armature B.

*Tout se passe comme si les électrons migrent de l'armature B vers l'armature A.*

- Lorsque le condensateur est chargé, on a  $Q_A = -Q_B$  donc  $Q_A + Q_B = 0$ . La charge totale du condensateur est nulle. Aucun courant ne circule dans le condensateur,  $i_c = 0$  et  $U = U_0$ .

- Même en circuit ouvert ( $K_1$  ouvert), la charge du condensateur reste  $Q = |Q_A| = |Q_B|$  et tension entre ses bornes est  $U = U_0$ .

- Le condensateur se comporte comme un récepteur ( $i_c$  et  $U$  de sens contraires)

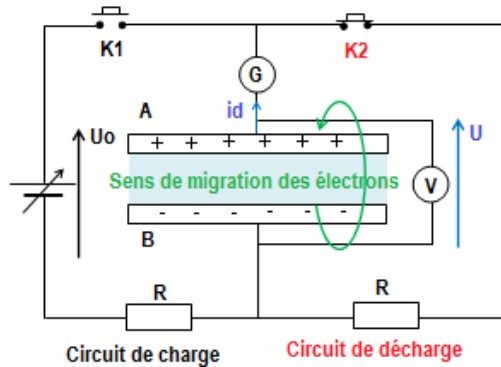
1.3. Décharge d'un condensateur

a/ Expérience

Fermons l'interrupteur  $K_2$ .

b/ Observations

Le galvanomètre indique le passage d'un courant  $i_d$  (en sens inverse de  $i_c$ ). La tension  $U$  affichée par le voltmètre diminue jusqu'à s'annuler.



c/ Interprétation

Le condensateur se décharge dans le conducteur ohmique.

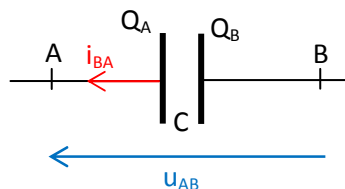
Les électrons (à l'intérieur du condensateur), migrent de l'armature A vers l'armature B (en sens inverse de  $i_d$ ) pour compenser le déficit d'électrons créé par la circulation du courant  $i_d$ .

La migration des électrons s'arrête lorsque  $Q_A = Q_B = 0$ . La tension  $U = 0$  et l'intensité  $i_D = 0$ . On dit que le condensateur est chargé.

d/ Conclusion

Lors de la décharge du condensateur,  $i_{BA} = i_d < 0$ , la charge  $q$  du condensateur diminue en fonction du temps ;  $i_d = -\frac{dq}{dt} < 0$ .

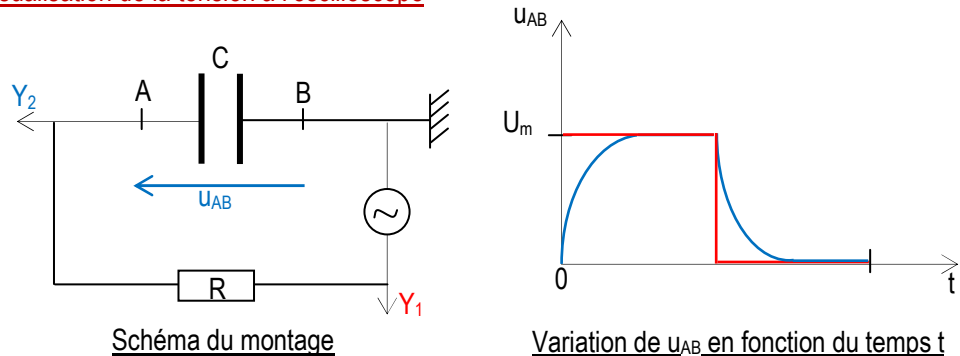
A la fin de la décharge, on a :  $Q_A = Q_B = 0$ .



Remarque

- Lorsqu'on relie les armatures d'un condensateur chargé par un composant électrique (conducteur ohmique, bobine, ...), il se décharge dans le composant électrique.
- A la fin de la décharge, la charge du condensateur est  $Q = 0$ , tension entre ses bornes est  $U = 0$  et l'intensité de décharge  $i_D = 0$ .
- Le condensateur se comporte comme un générateur ( $i_D$  et  $U$  de mêmes sens).

1.4. Visualisation de la tension à l'oscilloscope



## 2. Charge d'un condensateur à courant constant

### 2.1- Schéma du montage et expérience

A l'aide du schéma du montage ci-contre, on charge le condensateur avec une source de courant constant qui débite une intensité  $I = 2\mu\text{A}$ .

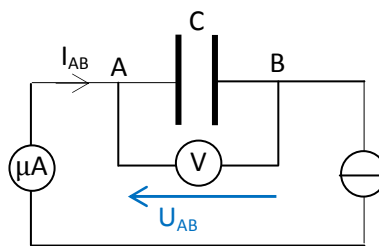


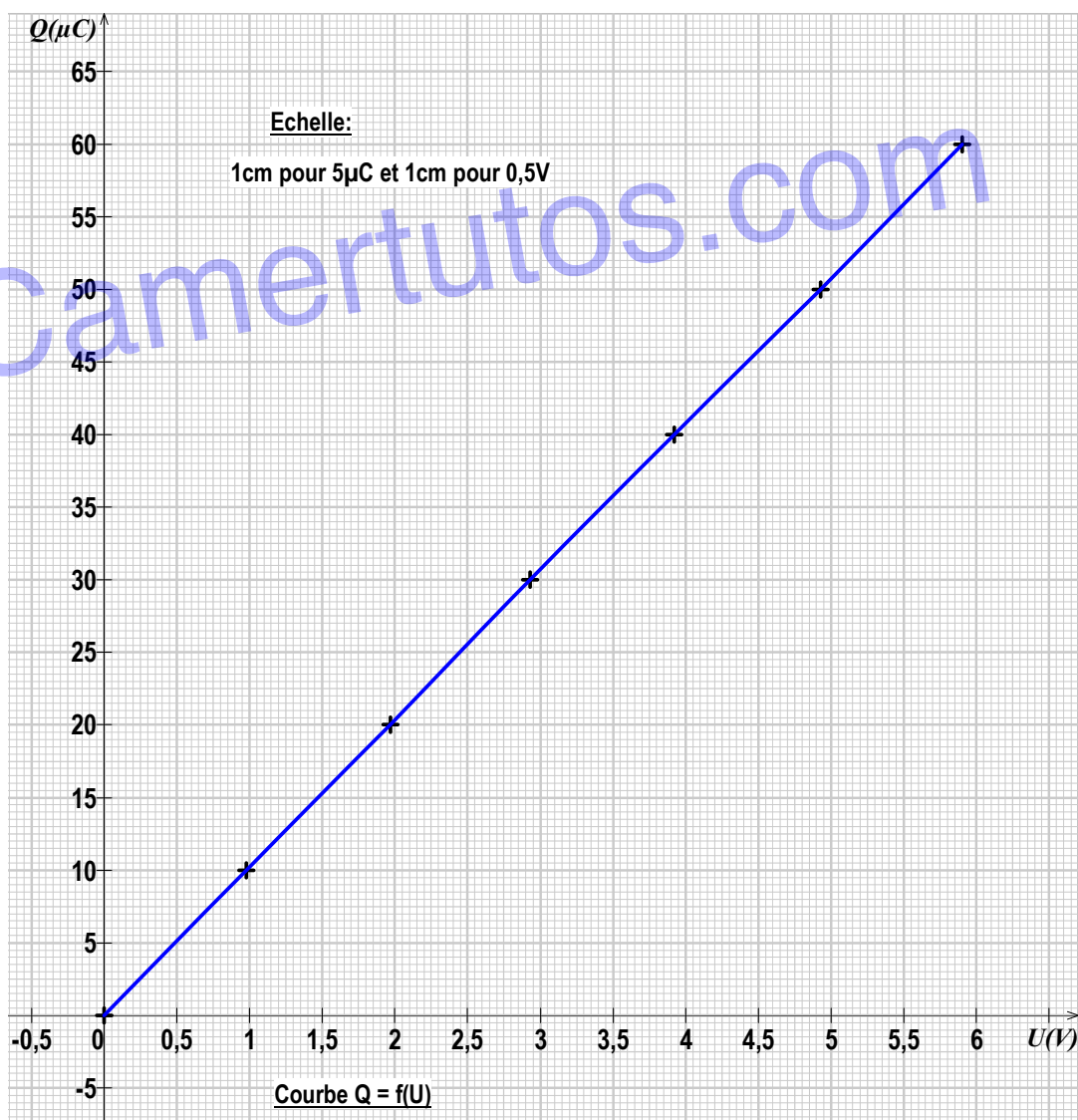
Schéma du montage

A chaque intervalle de temps régulier  $\tau = 5\text{s}$ , on relève la tension aux bornes du condensateur.

On obtient les résultats donnés dans le tableau ci-dessous.

$\tau$ (s)	0	5	10	15	20	25	30
U (V)	0	0,98	1,97	2,93	3,92	4,93	5,90
Q = Ixt ( $\mu\text{C}$ )	0	10	20	30	40	50	60

### 2.2- Courbe $Q = f(U)$ et exploitation de la courbe



La courbe  $Q = f(U)$  est une droite croissante passant par l'origine des axes. La tension  $U$  aux bornes d'un condensateur est proportionnelle à la charge  $Q$ .

Le coefficient de proportionnalité noté  $C$  est appelé la **capacité** du condensateur.

Pour l'expérience  $C = \frac{\Delta Q}{\Delta U} = 10,2\mu\text{F}$ .

### 3. Capacité d'un condensateur

Soumis à une tension  $U$ , l'une des armatures d'un condensateur porte la charge  $Q$  telle que  $Q = C \cdot U$  et

$C = \frac{Q}{U}$  avec  $Q$  (en C),  $C$  (en Farad),  $U$  (en V).

#### Remarque

Les sous multiples du Farad sont ; le millifarad ( $1\text{mF} = 10^{-3}\text{F}$ ), le microfarad ( $1\mu\text{F} = 10^{-6}\text{F}$ ), le nanofarad ( $1\text{nF} = 10^{-9}\text{F}$ ), le picofarad ( $1\text{pF} = 10^{-12}\text{F}$ ), ...

### 4. Capacité d'un condensateur plan

La capacité d'un condensateur plan est ;  $C = \epsilon \frac{S}{d}$ ,  $\epsilon$  est une constante dépendant du diélectrique ; avec  $S$ (en  $\text{m}^2$ ),  $d$  (en m).

#### Remarque

- Si le diélectrique est le vide ;  $C = \epsilon \frac{S}{d}$ ,  $\epsilon = \epsilon_0 = 8,54 \cdot 10^{-12} \text{ SI}$  est la permittivité du vide.

- Si le diélectrique est un milieu quelconque ;  $C = \epsilon \frac{S}{d}$ ,  $\epsilon = \epsilon_0 \epsilon_r$  où  $\epsilon_r$  est la permittivité relative du milieu.

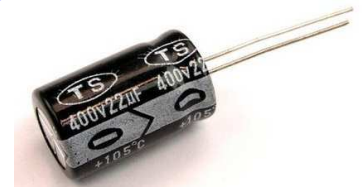
### 5. Tension nominale et tension de claquage

#### 5.1- Tension nominale

C'est la tension maximale (inscrite sur le condensateur) que celui-ci peut supporter le condensateur. Cette tension est imposée par le fabricant.

#### Remarque

La capacité  $C$  d'un condensateur est imposée par le fabricant et inscrite sur celui-ci. Voir le condensateur ci-contre.

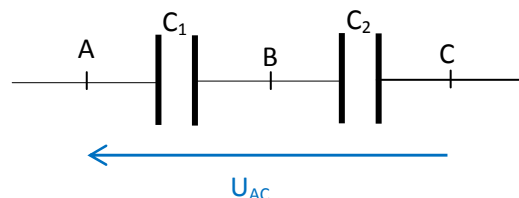


#### 5.2- Tension de claquage

C'est la tension limite  $U = E \cdot d$  (liée au champ électrostatique  $\vec{E}$  à l'intérieur des armatures du condensateur), au-delà de laquelle le condensateur se détériore.

## III- Association de condensateurs

### 1. Condensateurs en série



Pour le condensateur équivalent à l'association, on a ;  $U_{AC} = U_{AB} + U_{BC}$ . Donc  $\frac{Q}{C} = \frac{Q_1}{C_1} + \frac{Q_2}{C_2}$ .

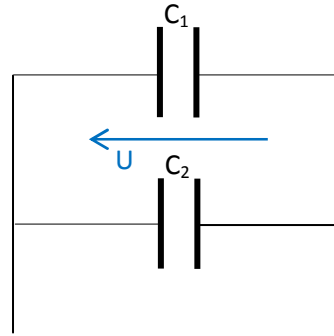
Lorsque les condensateurs 1 et 2 sont chargés, il s'établit un équilibre tel que  $Q = Q_1 = Q_2$ .

Ainsi,  $\frac{1}{C} = \frac{1}{C_1} + \frac{1}{C_2}$ . Lorsque des condensateurs sont associés en série, la capacité équivalente de

l'association est ;  $\frac{1}{C_{\text{éq}}} = \sum \frac{1}{C_i}$ .

Remarque

L'association de condensateurs en série présente peut d'avantage.

2. Condensateurs en parallèle (ou avec dérivation)

Lorsque les condensateurs 1 et 2 sont chargés, il s'établit un équilibre tel que  $Q = Q_1 + Q_2$ . Donc  $C.U = C_1.U + C_2.U$  et  $C = C_1 + C_2$ .

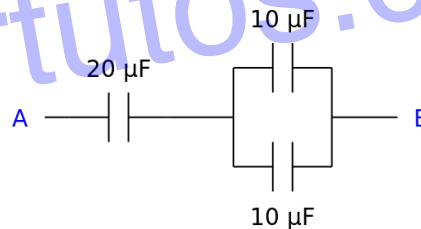
Lorsque des condensateurs sont associés en parallèle (ou avec dérivation), la capacité équivalente de l'association est ;  $C_{\text{éq}} = \sum C_i$ .

Remarque

En associant des condensateurs en parallèle (ou avec dérivation), on obtient un condensateur équivalent de plus grande capacité. Cette association présente plus d'intérêt.

Application 1

- Déterminer la capacité équivalente à cette association.
- Calculer la charge totale  $Q$  du condensateur équivalent lorsque la tension  $U_{AB} = 220V$ .

IV- Energie emmagasinée dans un condensateur1. Mise en évidence1.1- Expérience et observation

A l'aide du schéma du montage ci-contre, on charge le condensateur en mettant le commutateur en position 1.

Lorsqu'on met le commutateur en position 2, la lampe s'allume instantanément puis s'éteint progressivement.

1.2- Interprétation

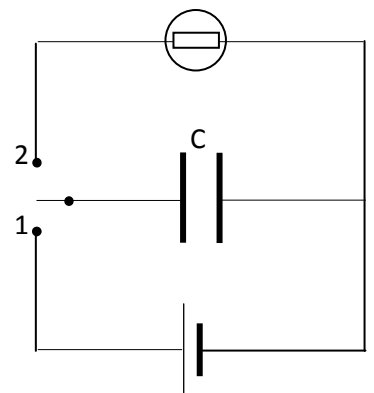
L'énergie emmagasinée dans le condensateur est restituée au circuit extérieur, et constitue la source d'une ddp qui fait briller la lampe.

1.3- Conclusion

Placé dans un circuit électrique, le condensateur emmagasine de l'énergie électrostatique.

2. Expression

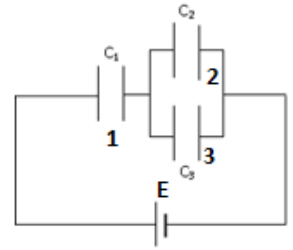
L'énergie électrostatique emmagasinée par un condensateur est ;  $E_c = \frac{1}{2} \cdot \frac{Q^2}{C} = \frac{1}{2} C.U^2 = \frac{1}{2}.QU$



Application 2

1. On étudie l'association des condensateurs représentés ci-contre. On donne:  $C_1 = 3\mu\text{F}$ ;  $C_2 = 2\mu\text{F}$ ;  $C_3 = 4\mu\text{F}$  et  $E = 120\text{V}$ .

- 1.1. Déterminer la capacité équivalente à cette association.
- 1.2. Exprimer la charge totale  $Q$  du condensateur équivalent. Calculer sa valeur.

Application 3

1. On dispose de 3 condensateurs de capacités respectives  $1\mu\text{F}$ ,  $2\mu\text{F}$  et  $3\mu\text{F}$ .

Quelle est la capacité du condensateur équivalent à l'association de ces condensateurs :

- 1.1. En série ?
- 1.2. Avec dérivation ?
2. Un courant d'intensité constante  $30\text{mA}$  charge un condensateur de capacité  $1\text{F}$ . La tension maximale supportée par ce condensateur est égale à  $5\text{V}$ .
  - 2.1. Quelle l'énergie électrique maximale peut emmagasiner ce condensateur ?
  - 2.2. Quelle est la durée maximale de charge ?

Application 4

1. Un condensateur chargé sous une tension constante  $U = 50\text{V}$  porte la charge  $Q = 10\mu\text{C}$ .

Calculer sa capacité et l'énergie emmagasinée.

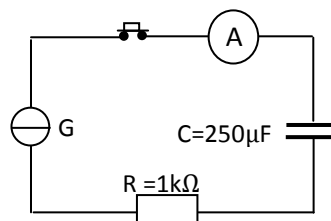
2. Un condensateur de capacité  $C = 100\mu\text{F}$  est chargé avec un générateur de courant qui délivre une intensité  $I = 150\mu\text{A}$ . Calculer :

- 2.1. La charge prise par le condensateur au bout de  $10\text{s}$ .
- 2.2. La tension entre ses armatures.

Travaux dirigésExercice 1

On charge un condensateur de capacité  $C$  à l'aide d'un générateur de courant délivrant une intensité constante  $I = 100\mu\text{A}$  lue sur l'ampèremètre. Le montage est représenté par la figure ci-contre. A l'instant initial ( $t=0$ ), on ferme le circuit, le condensateur étant déchargé.

1. Déterminer à  $t=0$ , les tensions respectives aux bornes du condensateur, du conducteur ohmique et du générateur de courant constant.
2. Au bout d'une minute, la charge est arrêtée. Déterminer :
  - 2.1. La charge finale du condensateur
  - 2.2. L'énergie emmagasinée dans le condensateur
  - 2.3. L'énergie thermique produite par le conducteur ohmique
  - 2.4. L'énergie fournie par le générateur de courant constant pendant la durée de la charge.



**Exercice 2**

Un condensateur de capacité  $C_1=5\mu\text{F}$  est chargé sous une tension constante  $U=40\text{V}$ .

Dès que la charge est terminée, on sépare le condensateur de la source de tension et on connecte ses armatures à celles d'un condensateur non chargé de capacité  $C_2=20\mu\text{F}$ .

1. Quelle est la charge initiale  $Q_0$  du condensateur de capacité  $C_1$ ?
2. Déterminer :
  - 2.1. La tension finale aux bornes de chaque condensateur
  - 2.2. La charge finale de chaque condensateur
  - 2.3. L'énergie initiale du condensateur de capacité  $C_1$ ,
  - 2.4. L'énergie finale des condensateurs,
  - 2.5. L'énergie perdue par les condensateurs.

**Exercice 3**

Un condensateur de capacité  $C$  est chargé par un générateur à courant constant  $I=1\text{mA}$ . On relève la tension  $V$  à ses bornes en fonction du temps et on obtient le tableau ci-dessous.

t (s)	0	10	20	30	40	50	60	70
U (V)	0	2,2	4,5	6,7	8,9	11,1	13,3	15,6
Q (C)								

1. Compléter le tableau ci-dessous.
2. Tracer le graphe  $U=f(t)$ . Echelle :  $1\text{cm} \leftrightarrow 10\text{s}$  et  $1\text{cm} \leftrightarrow 2\text{V}$ .
3. Déduire de la valeur de la capacité  $C$ .

**Exercice 4**

1. Lors de la charge d'un condensateur sur lequel il est marqué  $1\text{mF}$  à courant constant  $I = 22\mu\text{A}$ , on relève la tension indiquée par le voltmètre et la durée  $t$  de charge. On obtient les valeurs suivantes.

t(s)	5	10	15	20	25
$U_C$ (V)	1,1	2,2	3,3	4,4	5,5
Q(C)					

- 1.1. Compléter le tableau et tracer la courbe  $Q = f(U_C)$ .
- 1.2. Vérifier la valeur de la capacité  $C$  inscrite sur le condensateur.  
Echelle :  $1\text{cm}$  pour  $5\text{s}$  et  $1\text{cm}$  pour  $11 \cdot 10^{-4}\text{C}$ .
- 1.3. A la fin de la charge, la tension aux bornes du condensateur est  $U_C = 24\text{V}$ . Calculer la charge finale. En déduire l'énergie emmagasinée dans le condensateur.
2. On fait décharger le condensateur en le faisant débiter un courant de  $1\text{A}$  dans un appareil photographique qui émet un flash.
  - 2.1. Quelle est la durée du flash?
  - 2.2. En déduire sa puissance.

Titre du cours : L'amplificateur opérationnelObjectifs spécifiques

- Connaître les propriétés d'un amplificateur idéal.
- Déterminer le gain en tension d'un amplificateur fonctionnant en régime linéaire.

Plan du cours

Voir cours

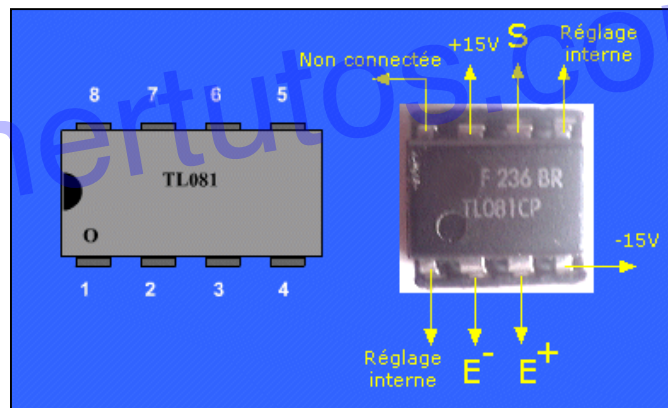
L'amplificateur opérationnelI - Description1- Présentation

L'amplificateur opérationnel est un circuit intégré qui permet d'amplifier (de multiplier ou de diviser) une tension, de faire des opérations mathématiques (addition, soustraction, dérivation, intégration) sur une tension, ...

Il est composé de différents composants électriques parmi lesquels des transistors, des diodes, des conducteurs ohmiques.

Il possède huit (08) bornes de branchement (ou pattes), réparties en ;

- deux (02) entrées, une (01) sortie,
- deux (02) bornes d'alimentation,
- trois (03) autres bornes nécessaire à son fonctionnement.

2- Bornes de l'amplificateur opérationnel

La borne 8 n'est pas connectée.

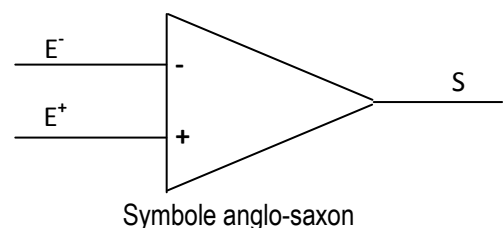
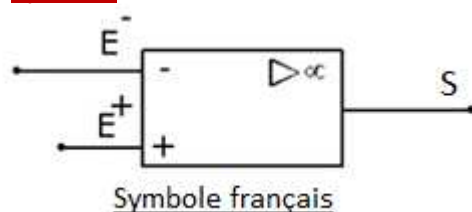
Les bornes 1 et 5 (**ne sont pas au programme de 1<sup>ère</sup>**) servent à un réglage interne.

L'A.O. doit être polarisé grâce à un générateur de tension continu symétrique -15 V, +15V. On utilise pour cela les bornes 4 et 7. Ce sont les premières bornes à brancher et les dernières bornes à déconnecter du générateur.

Le générateur n'est pas représenté dans les schémas des montages électriques.

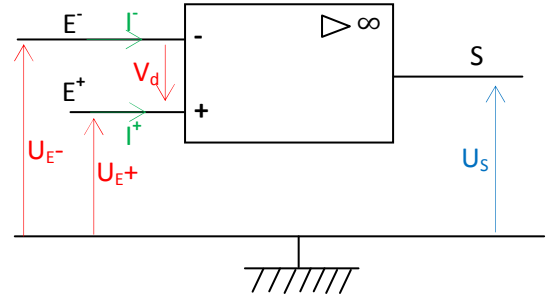
Il nous reste 3 bornes pour nos circuits ;

- Une entrée inverseuse  $E^-$  (borne 2).
- Une entrée non inverseuse  $E^+$  (borne 3).
- Une borne S (n°6) appelée sortie.

3- Symboles

4- Intensité et tension aux bornes de l'A.O.

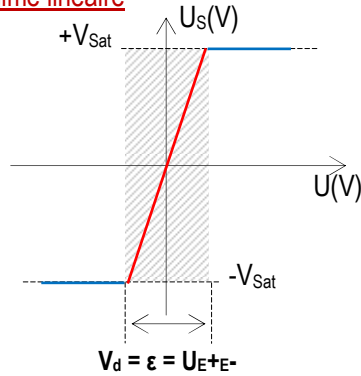
Intensités	$I^-$ ; intensité à l'entrée inverseuse $E^-$ $I^+$ ; intensité à l'entrée non-inverseuse $E^+$ $I$ ; intensité à la sortie $S$
Tensions	$U_{E^-}$ ; Tension à l'entrée inverseuse $E^-$ $U_{E^+}$ ; Tension à l'entrée non-inverseuse $E^+$ $U_S$ ; Tension à la sortie $S$ $V_d = \varepsilon = U_{E^+E^-}$ ; Tension différentielle



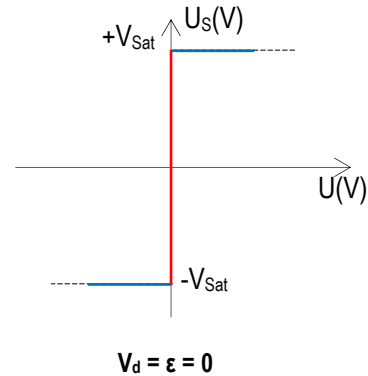
II - Propriétés

1- Fonctionnement de l'A.O.

1.1- Régime linéaire



Caractéristique d'un A.O. réel,  $\varepsilon \neq 0$



Caractéristique d'un A.O. idéal

Remarque L'A.O. en régime idéal;  $\varepsilon = 0$ , l'intensité  $I^+ = I^- = 0$ ; la tension  $U_{E^+} = U_{E^-}$ .

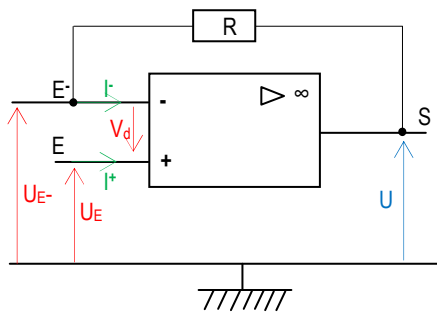
1.2- Régime saturé

En régime saturé, la tension de sortie de l'A.O. est telle que ;  $-V_{sat} \leq U_S \leq +V_{sat}$ .

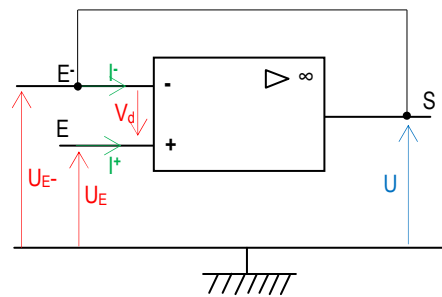
Remarque La tension de sortie de l'A.O. en régime saturé; est telle que  $U_S = |V_{sat}|$ .

2- Rétroaction (ou contre réaction)

Il y a rétroaction (ou contre réaction) lorsque la sortie  $S$  de l'A.O. est branché à l'entrée inverseuse  $E^-$  par l'intermédiaire d'un court-circuit ou d'un conducteur ohmique.



L'AO est bouclé par un résistor



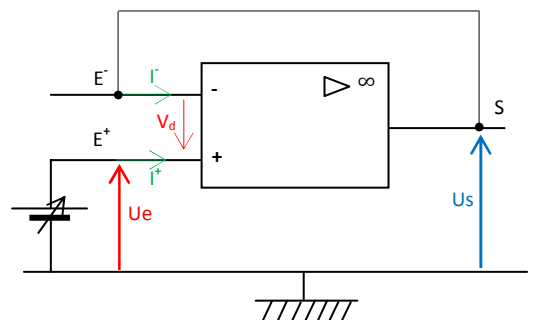
L'AO est bouclé par un court-circuit

III - Etude de quelques montages électroniques avec l'A.O. idéal en régime linéaire

1- Etude expérimentale d'un montage suiveur

1.1- Schéma du montage et expérience

A l'aide du montage ci-contre, on fait varier la tension d'entrée  $U_e$  et on relève la tension de sortie  $U_s$ . On obtient les résultats donnés dans le tableau ci-dessous.



1.2- Résultats

Ue (V)	0	0,2	0,4	0,6	0,7	0,8	0,9	1	1,1
Us (V)	0	0,2	0,4	0,6	0,7	0,8	0,9	1	1,1

1.3- Conclusion

La tension de sortie Us est égale à la tension de sortie Us, d'où le nom de montage suiveur.

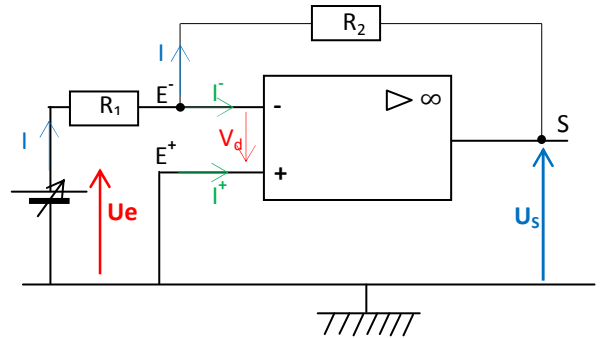
1.4- Etude théorique

- Régime linéaire ;  $U_{E+} = U_{E-}$ .
- L'A.O. est bouclée à la sortie par un court-circuit ;  $U_e = U_{E+}$  et  $U_s = U_{E-}$ . On a ;  $U_e = U_s$ .

2- Etude expérimentale d'un montage amplificateur inverseur

2.1- Schéma du montage et expérience

A l'aide du montage ci-contre, faisons varier la tension d'entrée Ue et relevons la tension de sortie Us. Pour  $R_1 = 1k\Omega$  et  $R_2 = 4k\Omega$ , on obtient les résultats donnés dans le tableau ci-dessous.



2.2- Résultats

Ue (V)	0	0,1	0,15	0,2	0,25	0,3	0,35	0,4	0,45
Us (V)	0	-0,4	-0,6	-0,8	-1	-1,2	-1,4	-1,6	-1,8

On constate que ;  $U_s/U_e = - R_2/R_1 = - 4$

2.3- Conclusion

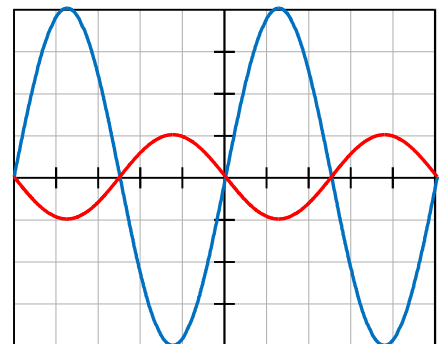
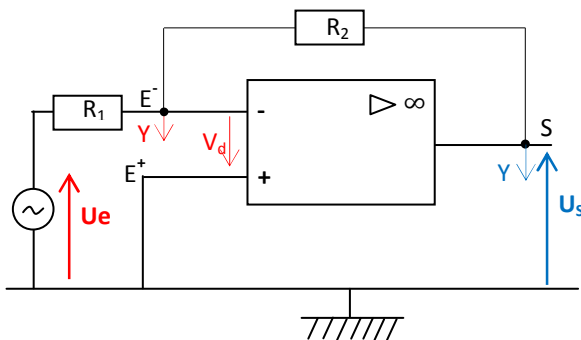
La tension de sortie  $U_s = -(R_2/R_1) \cdot U_e = G \cdot U_e$ .  $G = -(R_2/R_1) < 0$  est appelé le coefficient d'amplification ou le gain. La tension de sortie est inversée et amplifiée.

2.4- Etude théorique et visualisation des tensions d'entrée et sortie à l'oscilloscope

2.4.1- Etude théorique

- Régime linéaire ;  $I^+ = I^- = 0$ .
- Tensions ;  $U_e = R_1 I_1$  et  $U_s = - U_{E-S} = - R_2 I_2$
- Intensités ;  $I_1 = I_2$ , donc  $U_s = -(R_2/R_1) \cdot U_e$

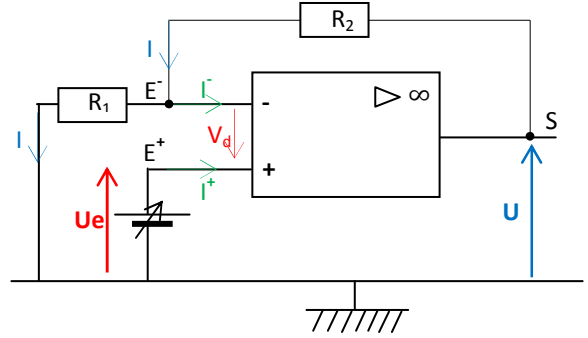
2.4.2- Montage et visualisation des tensions Ue et Us



3- Etude expérimentale d'un montage amplificateur non-inverseur

3.1- Schéma du montage et expérience

A l'aide du montage ci-contre, faisons varier la tension d'entrée  $U_e$  et relevons la tension de sortie  $U_s$ . Pour  $R_1 = 1k\Omega$  et  $R_2 = 2k\Omega$ , on obtient les résultats donnés dans le tableau ci-dessous.



3.2- Résultats

$U_e$ (V)	0	0,1	0,15	0,2	0,25	0,3	0,35	0,4	0,45
$U_s$ (V)	0	0,3	0,45	0,6	0,75	0,9	1,05	1,2	1,35

On constate que ;  $U_s/U_e = 1 + R_2/R_1 = 3$ .

3.3- Conclusion

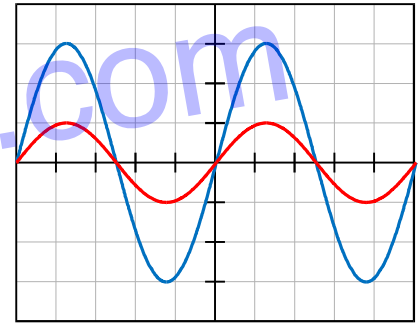
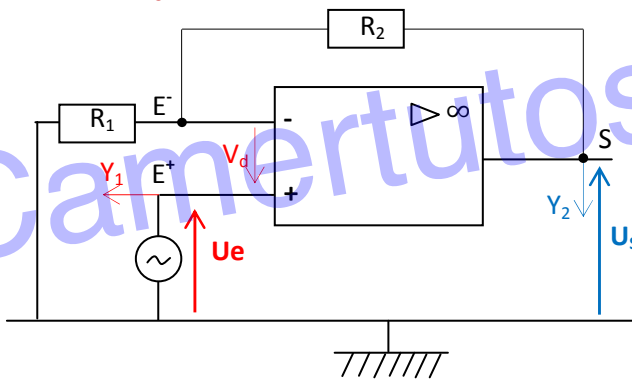
La tension de sortie  $U_s = [1 + (R_2/R_1)].U_e = G.U_e$ .  $G = 1 + (R_2/R_1) > 0$  est appelé le **coefficient d'amplification** ou le **gain**. La tension de sortie est non inversée et amplifiée.

3.4- Etude théorique et visualisation des tensions d'entrée et sortie à l'oscilloscope

3.4.1- Etude théorique

- Regime linéaire ;  $I^+ = I^- = 0$ . - Tensions ;  $U_e = R_1 I_1$  et  $U_s = U_{E-E} + U_{SE} = R_1 I_1 + R_2 I_2$
- Intensités ;  $I_1 = I_2$ , donc  $U_s = [1 + (R_2/R_1)].U_e$

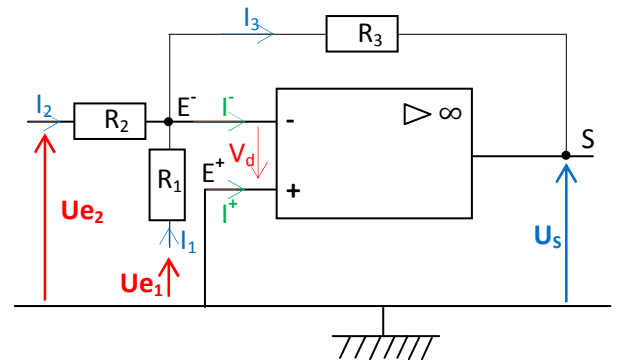
3.4.2- Montage et visualisation des tensions  $U_e$  et  $U_s$



4- Montage sommateur-inverseur

On donne  $R_1 = R_2 = R_3 = 1k\Omega$ .

- Regime linéaire ;  $I^+ = I^- = 0$ .
- Tensions ;  $U_{e1} = R_1 I_1$ ,  $U_{e2} = R_2 I_2$  et  $U_s = -R_3 I_3$
- Intensités ;  $I_3 = I_1 + I_2$ .  
 $- U_s / R_3 = U_{e1}/R_1 + U_{e2}/R_2$   
 Donc  $U_s = -(U_{e1} + U_{e2})$ .

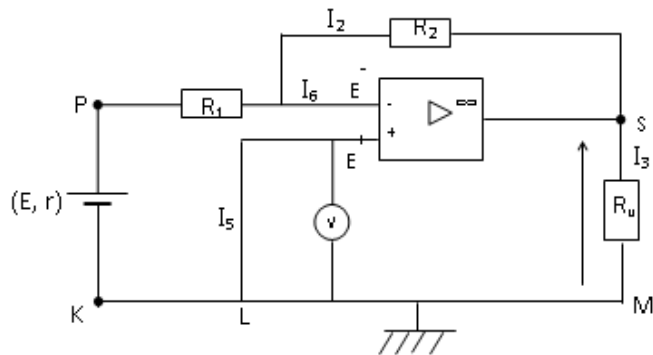


Travaux dirigésExercice 1

On réalise le montage ci-dessous. On donne :  $R_1 = 100\Omega$  ;  $R_2 = 5R_1$  ;  $R_u = 2k\Omega$  ;  $E = 2V$  ;  $r = 20\Omega$ .

On note :  $U_e = U_{PK}$ ,  $U_s = U_{SM}$ ,  $U = U_{E-L}$

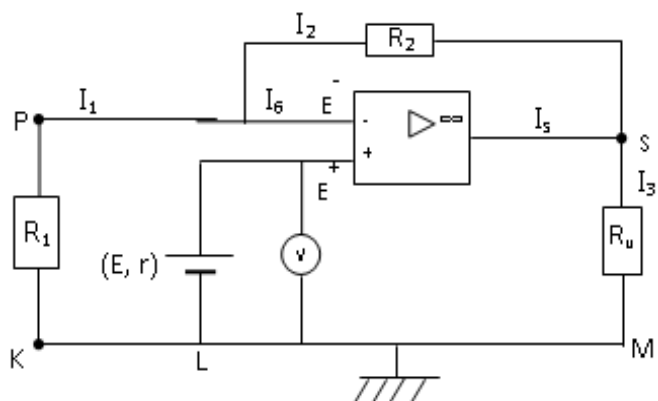
1. Quelles sont les valeurs numériques des intensités  $I_5$ ,  $I_6$  et celle de la tension  $U$  ?
2. Exprimer l'intensité  $I_1$  du courant débité par le générateur en fonction de la f.é.m.  $E$  et des résistances  $r$  et  $R_1$ . Faire l'application numérique.
3. Quel est son sens de l'intensité  $I_2$  du courant traversant  $R_2$ ? Calculer sa valeur.
4. Donner un nom à ce montage. Calculer le coefficient d'amplification.
5. Calculer :
  - 5.1. Les intensités  $I_3$  et  $I_4$  à la sortie de l'AO.
  - 5.2. La tension  $U_s$ .

Exercice 2

Soit le montage ci-dessous. On donne :  $R_1 = 200\Omega$  ;  $R_2 = 4R_1$  ;  $E = 1,8V$  ;  $r = 2\Omega$ .

On note :  $U_e = U_{E+L}$  ;  $U = U_{E+M}$  ;  $U_s = U_{SM}$ .

1. Calculer  $U_e$ . Dépend-elle de  $r$  ?
2. Déterminer  $U$ .
3. Calculer les intensités  $I_1$  et  $I_2$ . Indiquer leur sens.
4. Calculer le coefficient d'amplification en tension du montage. En déduire la valeur de  $U_s$ .
5. L'intensité  $I_5 = 20mA$ . Calculer  $I_3$  et  $R_u$ .



**Exercice 3**

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

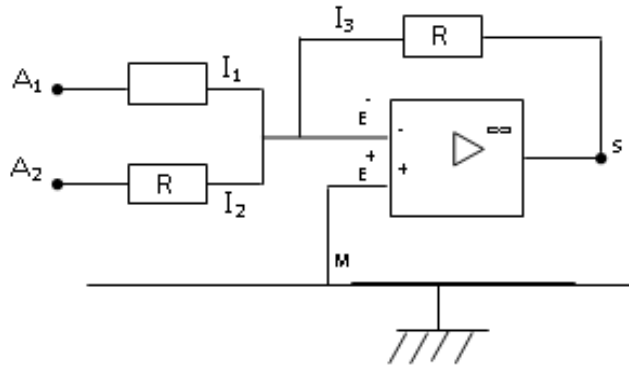
On donne :  $R=500\Omega$ ,  $U_{e1}=U_{A1M}=6V$ ,  $U_{e2}=U_{A2M}=2V$  puis on note  $U=U_{E-M}$  et  $U_s=U_{SM}$ .

1. Calculer la tension  $U$ .
2. Calculer  $I_1$  et  $I_2$ . Indiquer leur sens.
3. Donner l'expression littérale de  $I_3$ , en fonction de  $U_s$  et de  $R$ .
4. Trouvez une relation entre  $I_1$ ,  $I_2$  et  $I_3$ .

Calculer  $I_3$ .

5. Exprimer  $U_s$  en fonction de  $U_{e1}$  et  $U_{e2}$ . Calculer  $U_s$ .

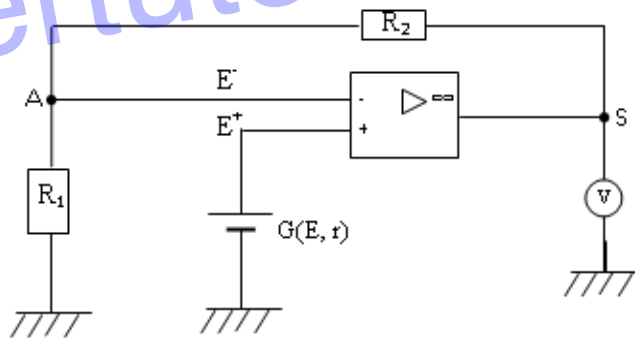
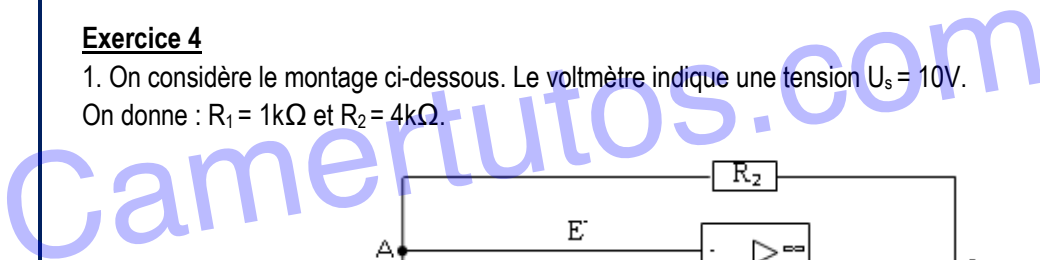
6. Donner un nom à ce montage. Justifier votre réponse.



**Exercice 4**

1. On considère le montage ci-dessous. Le voltmètre indique une tension  $U_s = 10V$ .

On donne :  $R_1 = 1k\Omega$  et  $R_2 = 4k\Omega$ .



- 1.1. De quel montage s'agit-il ?
- 1.2. Déterminer le gain et la fém.  $E$  du générateur. On supposera sa résistance interne négligeable.
- 1.3. Calculer  $U_{SA}$  et  $U_{AM}$ .
- 1.4. Déterminer sur le schéma le sens de l'intensité du courant qui traverse les conducteurs ohmiques  $R_1$  et  $R_2$ .

Calculer sa valeur.

2. La tension de saturation de l'amplificateur opérationnel est  $V_{sat}=15V$ .

Compléter le tableau suivant.

$E(V)$	0	1	1,5	2	2,5	3	3,5	4
$U_s(V)$								

**Exercice 5**

1. On considère le montage ci-contre où  $R_1 = 50\Omega$  et  $R_2 = 100\Omega$ .

1.1. Donner le nom du montage.

1.2. Le calibre du voltmètre est 5V. L'aiguille indique 60 divisions.

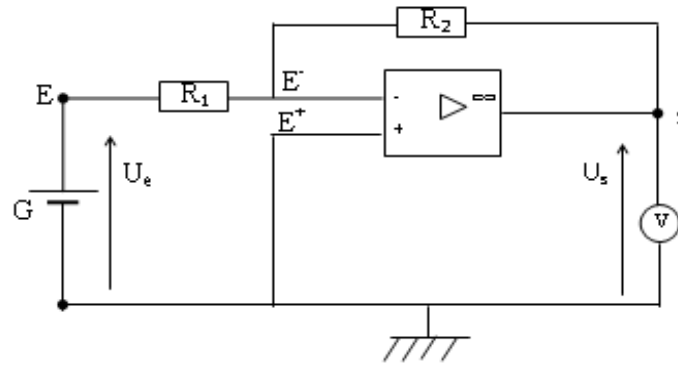
Quelle est la valeur de la tension de sortie  $U_s$  ?

1.3. En déduire le gain et déterminer la valeur de la tension d'entrée  $U_e$ .

2. La tension d'entrée est réalisée à l'aide d'une pile de fém.  $E$  et de résistance interne  $r = 5\Omega$ .

2.1. Calculer l'intensité  $I_1$  débitée par la pile.

2.2. En déduire la valeur de  $E$ .



Camertutos.com

## Optique

Titre du cours : Introduction à l'optique géométrique

### Objectifs spécifiques

- Connaître quelques définitions utilisées en optique géométrique.

### Plan du cours

Voir cours

## Introduction à l'optique géométrique

### I - Définitions

#### 1- Source de lumière

Une source de lumière (ou source lumineuse) est un corps qui émet de la lumière. On en distingue deux types : les sources primaires et les sources secondaires.

##### 1.1- Source primaire

Une source primaire est un corps qui produit et émet de la lumière.

Exemple : le soleil, une bougie allumée, une lampe à incandescence, les étoiles, ...

##### 1.2- Source secondaire

Une source secondaire de lumière est un corps qui émet de la lumière lorsqu'il est lui-même éclairé par une source primaire. On les appelle les **corps diffusants**.

Exemple : la lune, un miroir, tout corps visible (stylo, table, livre, ...), ...

#### 2- Récepteur de lumière

Un récepteur de lumière est un corps dont les propriétés varient quand il reçoit de la lumière (corps sensible à la lumière qu'il reçoit).

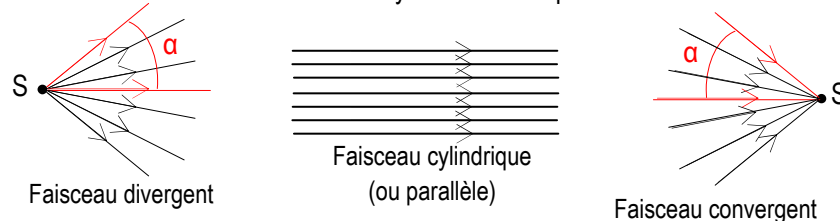
Exemple : l'œil, les photopiles, diode électroluminescence (LDR), ...

#### 3- Rayon lumineux

Un rayon lumineux est le chemin rectiligne suivi par la lumière pour aller d'un point A à un point B.

#### 4- Faisceau lumineux

Un faisceau lumineux est un ensemble de rayons lumineux provenant d'une même source de lumière.



#### Remarque

L'ensemble des rayons lumineux contenu dans l'angle  $\alpha$  définit un pinceau lumineux

#### 5- Milieu de propagation

C'est le milieu dans lequel se déplace le rayon lumineux.

#### 6- Lumière monochromatique

Une lumière monochromatique est une lumière (radiation lumineuse) caractérisée par une seule couleur donnée. Elle s'identifie par sa **longueur d'onde  $\lambda$**  dans le milieu de propagation, et la **fréquence  $\nu$**  de la source émettrice.

#### 7- Célérité de la lumière

La célérité  $C = 3.10^8$  m/s de la lumière est la vitesse de propagation de la lumière dans le vide.

#### 8- Longueur d'onde

La longueur d'onde  $\lambda$  est la distance parcourue par une onde dans le milieu de propagation considérée pendant une période.

### 9- Fréquence

La fréquence d'une onde est l'inverse de sa période.

Elle est liée à la longueur d'onde par la relation  $N = \frac{c}{\lambda}$ .

#### Remarque

1- **La lumière** est une onde lumineuse caractérisée par sa période (la plus petite durée au cours de laquelle l'onde lumineuse se répète identiquement à elle-même), sa fréquence (le nombre de période par seconde ou tout simplement l'inverse de la période), sa longueur d'onde (la distance parcourue par l'onde pendant une période).

2- **Une onde** est une vibration se propageant de proche en proche et caractérisée par son amplitude et sa fréquence

3- **Une vibration** est une variation répétitive et alternative d'un choc mécanique ou électrique produit par un système.

4- **La fréquence** est la répétition à intervalles de temps réguliers d'une vibration. La fréquence est donc le nombre de vibrations ondulatoires par unité de temps.

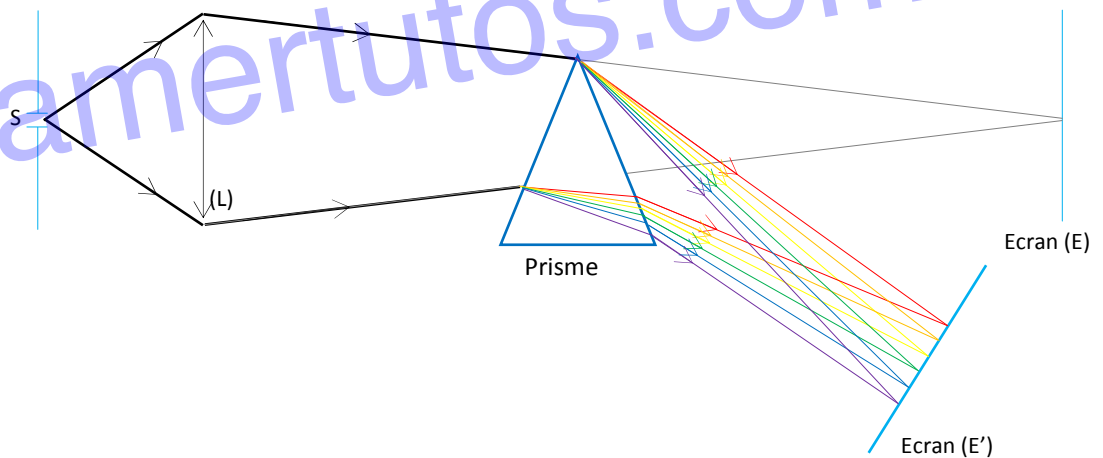
## II – Dispersion de la lumière blanche

### 1- Prisme

Un prisme est un milieu transparent limité par deux faces planes non parallèles. Tout rayon lumineux qui traverse un prisme est dévié vers sa base (la base du prisme). C'est le phénomène de **dévi**ation (ou de **dispersion**). La lumière blanche est constituée de plusieurs lumières (ou radiations) colorées. On dit que la lumière blanche est **polychromatique**.

### 2- Dispersion de la lumière blanche par un prisme

Certains dispositifs tels que le prisme permettent de décomposer la lumière blanche en spectre continu du rouge au violet.



#### Remarque

1- En absence du prisme, l'image de la source S se forme sur l'écran (E).

En présence du prisme, la lumière blanche est décomposée en **spectre** et observée sur l'écran (E').

Un peu d'histoire de la science

Encyclopédie Encarta, Hulton Deutsch

**Newton, sir Isaac** (1642-1727), mathématicien, physicien et astronome anglais, considéré comme l'un des plus grands scientifiques de l'histoire.

Newton a apporté d'importantes contributions dans de nombreux domaines de la science, qui sont à la base d'une grande partie des progrès scientifiques réalisés depuis le XVII<sup>e</sup> siècle. Ses découvertes les plus connues s'inscrivent dans trois domaines : les mathématiques, où il est l'un des inventeurs du calcul infinitésimal ; l'optique, avec la découverte de la dispersion de la lumière et la théorie des couleurs ; la mécanique, où il a découvert et élaboré les lois de la gravitation universelle.

Dans le domaine de l'optique, Newton construit le premier

télescope en 1671. Il développe ensuite la théorie de la lumière et de la couleur. Ses premiers résultats sont publiés en 1672, dans le journal *Royal Society's Transaction*. Ils soulèvent aussitôt de fortes contestations qui amèneront par la suite Newton à rester discret sur ses découvertes. C'est seulement en 1704, qu'il publie son ouvrage fameux, *Opticks*, dans lequel il explique en détails toutes les théories qu'il a pu établir dans le domaine de l'optique. Ses résultats impressionnants concernent aussi bien l'instrumentation que les lois physiques. Ainsi Newton explique les phénomènes de réflexion et de réfraction de la lumière, la formation des images par les lentilles, le mode de fonctionnement de l'œil, la dispersion de la lumière blanche par le prisme et la recombinaison des différents types de lumière avec, par exemple, l'expérience du disque de Newton. Il établit les bases de la théorie des couleurs, donne une explication précise du phénomène de l'arc-en-ciel et met en évidence les effets de coloration des lames minces.

Camertutos.com

Titre du cours : Réflexion et réfraction de la lumière**Objectifs spécifiques**

- Appliquer les lois de la réflexion
- Appliquer les lois de la réfraction.

**Plan du cours**

Voir cours

**Réflexion et réfraction de la lumière****I – Réflexion****1- Miroir plan**

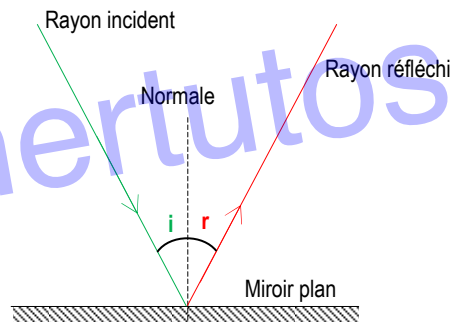
Un miroir plan est une surface plane en verre dont l'une des faces est argentée, le dos de cette face est recouverte d'une substance opaque (qui ne laisse pas passer la lumière).

**2- 1<sup>ère</sup> loi de Descartes**

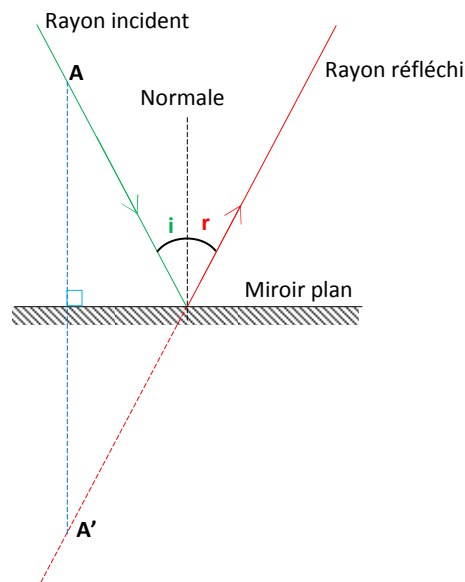
Sur une surface de séparation de deux milieux transparents, le rayon incident, le rayon réfléchi et le rayon réfracté sont un même plan perpendiculaire à la surface de séparation.

**3- Réflexion****3.1- Définition**

La réflexion d'un rayon lumineux est le renvoi de celui-ci dans le même milieu de propagation dans une direction bien déterminée lorsqu'il rencontre une surface polie ou un miroir.

**3.2- Représentation de rayons lumineux**

D'après la 2<sup>ème</sup> loi de Descartes, l'angle d'incidence  $i$  et l'angle de réflexion  $r$  sont tels que ;  $i = r$ .

**3.3- Image d'un point lumineux donnée par un miroir plan**

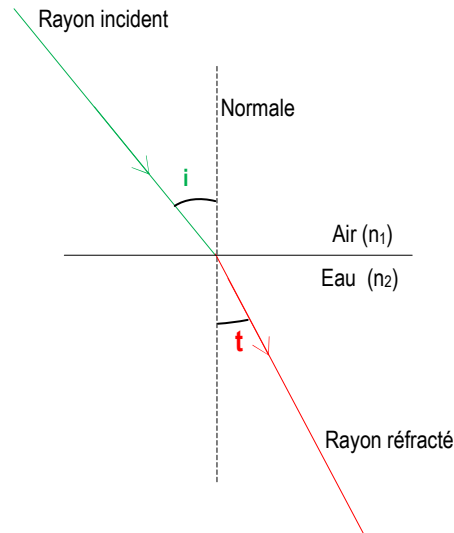
L'image d'un point lumineux donnée par un miroir plan est **le symétrique** de cet objet par rapport au plan du miroir.

## II- Réfraction

### 1- Définition

La réfraction d'un rayon lumineux est le brusque changement de direction de celui-ci lorsqu'il passe d'un milieu à un autre d'indice de réfraction différent.

### 2- Représentation de rayons lumineux

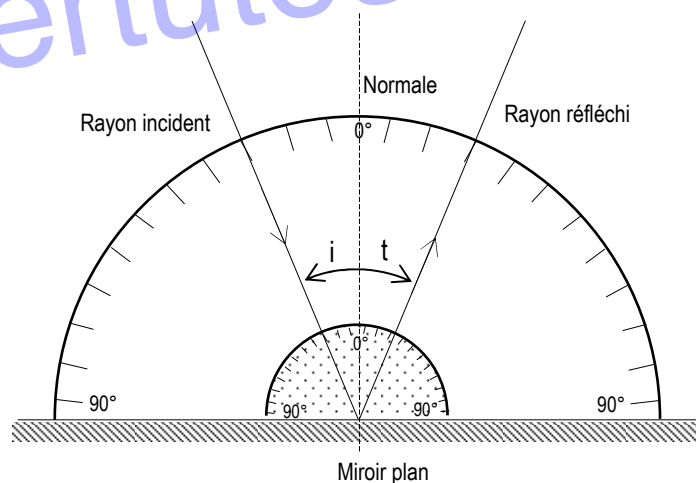


L'angle d'incidence  $i$  et l'angle de réfraction  $t$  sont différents.

### 3- Approche expérimentale de la 3<sup>ème</sup> loi de Descartes

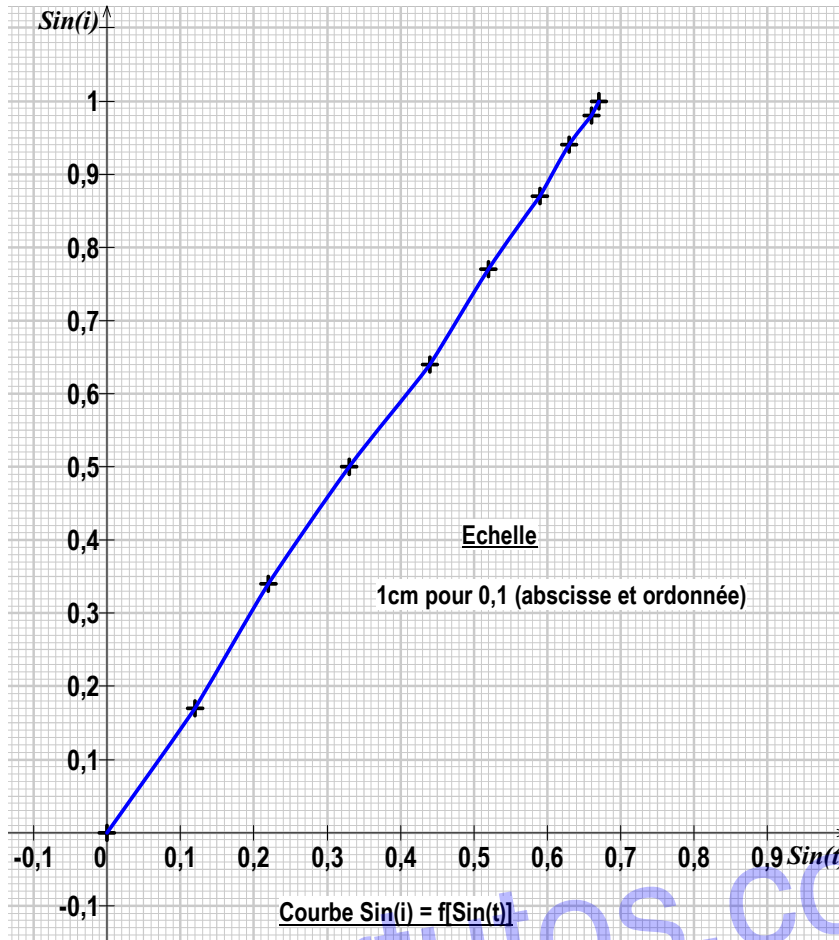
#### 3.1- Dispositif expérimental - Expérience

A l'aide du dispositif expérimental ci-contre, étudions la variation de l'angle d'incidence  $i$  d'un rayon lumineux se propageant dans l'air en fonction de l'angle de réfraction  $t$  de ce rayon dans le verre ordinaire placé dans le disque. On obtient le tableau ci-dessous.



#### 3.2- Résultats

$i$ (en °C)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90
$t$ (en °C)	0	7	13	19	26	31	36	39	41	42
$\sin i$	0	0,17	0,34	0,5	0,64	0,77	0,87	0,94	0,98	1
$\sin t$	0	0,12	0,22	0,33	0,44	0,52	0,59	0,63	0,66	0,67

Courbe  $\sin(i) = f(\sin(t))$ 

La courbe  $\sin(i) = f[\sin(t)]$  est une droite passant croissante par l'origine des axes.

$\sin(i)$  est proportionnel à  $\sin(t)$ .

Le coefficient de proportionnalité est, dans notre expérience,  $a = \sin(i)/\sin(t) \approx 1,5$ .

3.3- Conclusion

Lorsqu'un rayon incident se propageant dans l'air rencontre la surface du verre ordinaire, il est réfracté suivant la relation  $\sin(i) = 1,5 \cdot \sin(t)$ .

4- Généralisation

Lorsqu'un rayon lumineux incident se propageant dans un milieu d'indice de réfraction  $n_1$  rencontre un autre milieu d'indice de réfraction  $n_2$ , il est réfracté suivant la relation  $n_1 \cdot \sin(i) = n_2 \cdot \sin(t)$  (appelée la 3<sup>ème</sup> loi de Descartes ou la loi de réfraction).

5- Indice de réfraction et loi de réfraction5.1- Indice de réfraction

L'indice de réfraction  $n_1$  d'un milieu transparent est égal au rapport de la célérité (la vitesse) du rayon lumineux dans le vide à la célérité du même rayon lumineux dans le milieu transparent considéré.

On a ;  $n_1 = C/C_1$  et est sans unité.

Exemples

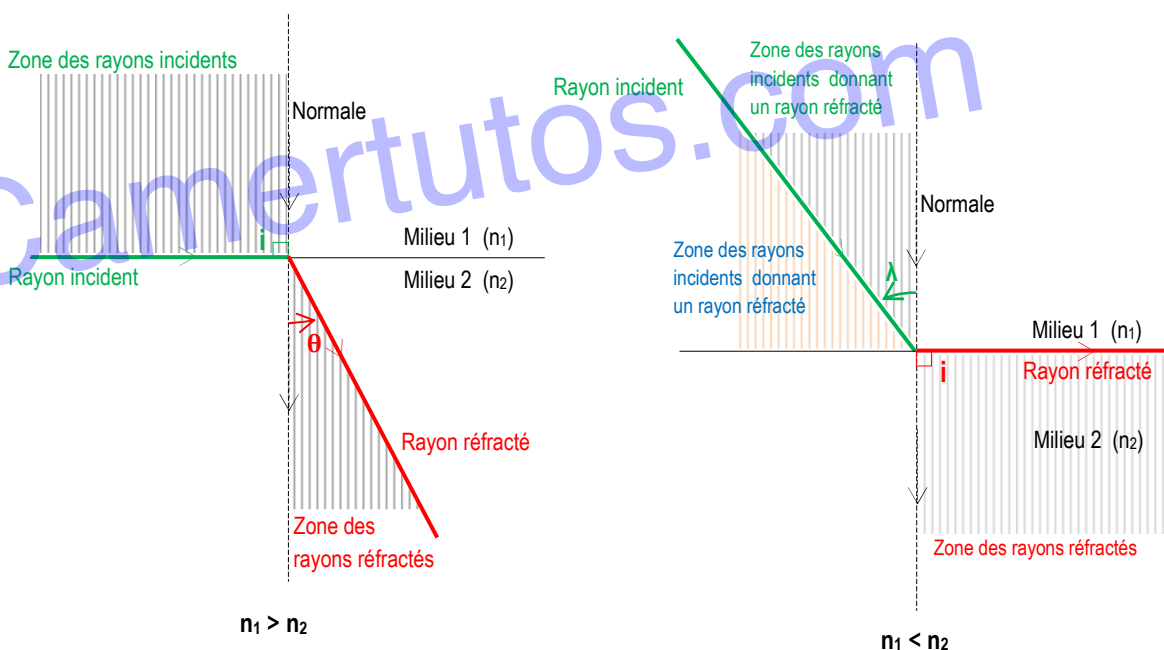
	Corps	Indice de réfraction
Solides	Glace	1,31
	Verre ordinaire	1,5
	Diamant	2,42
Liquides	Eau	4/3
	Ethanol	1,36
Gaz	Air	1
	Diazote	1
	Dioxygène	1

5.2- Interprétation de la loi de réfraction

Loi de réfraction ; $n_1 \cdot \sin i = n_2 \cdot \sin t$ .	
Milieu 1 (d'indice $n_1$ )	Milieu 2 (d'indice $n_2$ )
Le milieu 2 est plus réfringent que le milieu 1.	Le milieu 2 est moins réfringent que le milieu 1.
$n_2 > n_1$	$n_2 < n_1$
$\sin t = (n_1/n_2) \cdot \sin i$ , or $n_1/n_2 < 1$ donc $\sin t < \sin i$	$\sin t = (n_1/n_2) \cdot \sin i$ , or $n_1/n_2 > 1$ donc $\sin t > \sin i$
$t < i$ (sauf incidence normale où $i = t = 0$ ).	$t > i$ (sauf incidence normale où $i = t = 0$ ).
Le rayon réfracté <b>se rapproche de la normale</b> au point d'incidence.	Le rayon réfracté <b>s'écarte de la normale</b> au point d'incidence.
L'angle d'incidence $i$ varie de $0^\circ$ à $90^\circ$ et l'angle de réfraction $t$ , de $0^\circ$ à la valeur limite $\theta$ , appelée <b>angle de réfraction limite</b> .	L'angle d'incidence $i$ varie de $0^\circ$ à la valeur limite $\lambda$ , appelé <b>angle d'incidence limite</b> ( $\lambda$ vérifie principe du retour inverse de la lumière), l'angle de réfraction $t$ , de $0^\circ$ à $90^\circ$ .
Pour $i = 90^\circ$ , $t = \theta$ et $\sin \theta = n_1/n_2$ Passage de l'air à l'eau ; $\sin \theta = 4/3$ donc $\theta = 49^\circ$	Pour $i = \lambda$ , $t = 90^\circ$ . Lorsque $i > \lambda$ , il n'y a plus de réfraction. On parle de <b>réflexion totale</b> .

*Remarque* Tous les angles sont mesurés à partir de la normale.

5.3- Représentation de rayons incidents et réfractés



5.4- Réfraction et dispersion de la lumière blanche par un prisme

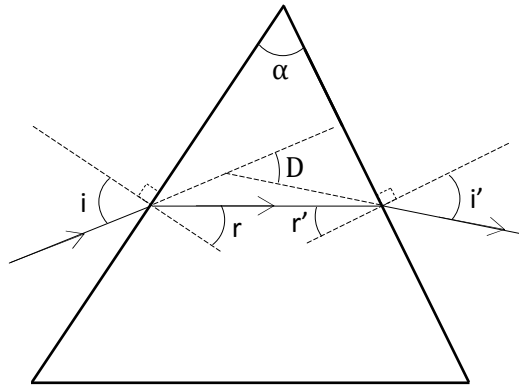
La réfraction de la lumière blanche est le brusque changement de direction des rayons lumineux lorsqu'ils passent d'un milieu à un autre d'indice de réfraction différent.

L'indice de réfraction dépendant de la longueur d'onde de la lumière, les différentes radiations sont plus ou moins déviées au passage d'un milieu à un autre. C'est le phénomène de la dispersion.

Si le milieu 1 est l'air, et le milieu 2 est un prisme transparent d'indice de réfraction  $n$  et d'angle au sommet  $\alpha$  (voir la figure ci-dessous), les différents angles vérifient les relations suivantes :

$$\sin i = n \sin r, \quad \sin i' = n \sin r', \quad \alpha = r + r', \quad D = i + i' - \alpha.$$

D est la déviation des rayons traversant le prisme.



### Application 1

1. Qu'est-ce qu'une source primaire de lumière ? Qu'est-ce qu'une source secondaire de lumière ?
2. Qu'est-ce qu'un récepteur de lumière ?
3. Qu'est-ce que la réflexion d'un rayon lumineux ?
4. Qu'est-ce que la réfraction d'un rayon lumineux ?

### Application 2

1. Question de cours
  - 1.1. Quand dit-on qu'un milieu d'indice de réfraction  $n_2$  est plus réfringent qu'un milieu d'indice de réfraction  $n_1$  ?
  - 1.2. Comparer les vitesses de propagation de la lumière dans ces deux milieux.
2. compléter les phrases suivantes:
  - 2.1. Le phénomène de ..... se produit lorsque la lumière change de propagation.
  - 2.2. Lors de la ..... il existe une direction privilégiée pour laquelle la lumière est renvoyée avec le maximum d'intensité.
  - 2.3. La réflexion totale se produit lorsqu'un rayon lumineux arrive d'un milieu d'indice  $n_1$  sur la surface de séparation d'un milieu d'indice  $n_2$  ....., sous un angle ..... à l'angle de réfraction limite.
3. un rayon lumineux passe d'un milieu d'indice  $n_1$  à un milieu plus réfringent d'indice  $n_2$  ( $n_2 > n_1$ ).  
Qu'appelle-t-on angle limite de réfraction ?
4. un rayon lumineux passe d'un milieu d'indice  $n_1$  à un milieu moins réfringent d'indice  $n_2$  ( $n_2 < n_1$ ).
  - 4.1. Qu'appelle-t-on angle d'incidence limite ?
  - 4.2. Que se passe-t-il si l'angle d'incidence est supérieur à cette valeur ?

## Travaux dirigés

### Exercice 1

Un point lumineux  $A_1$  se trouve au fond d'une cuve remplie d'eau, d'indice  $n_1=1,33$ .

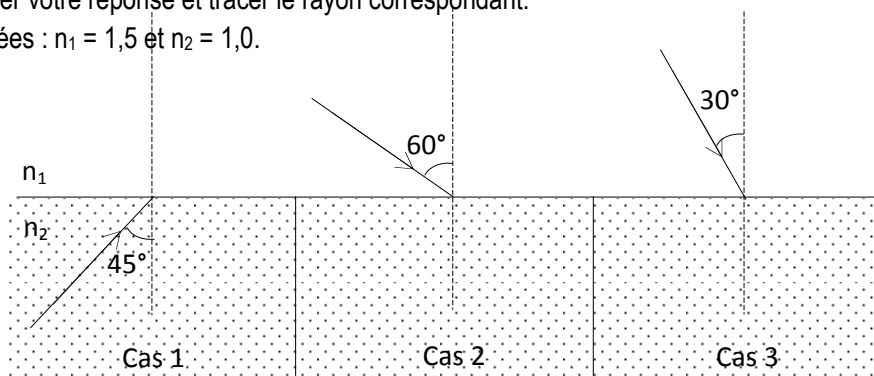
1. Tracer la marche d'un rayon lumineux faisant un angle  $i$  avec la verticale passant par  $A_1$ .
2. Montrer que tous les rayons, peu inclinés par rapport à la verticale et réfractés dans l'eau, se trouvant au dessus de la cuve, semblent provenir d'un point  $A_2$ .
3. Un observateur situé hors de l'eau peut-il affirmer :
  - 3.1. Qu'il faut viser sous le poisson pour le harponner ?
  - 3.2. Qu'une piscine semble toujours moins profonde qu'elle ne l'est en réalité ?
4. Un poisson est à 1m de profondeur. A quelle distance de la surface aperçoit-on ce poisson ?

5. Un nageur hors de la piscine voit le fond du bassin à 2,5m. Déterminer la profondeur de la piscine.

**Exercice 2**

Dans les trois cas précédents sur les figures ci-dessous, déterminer s'il y a réflexion totale ou non. Justifier votre réponse et tracer le rayon correspondant.

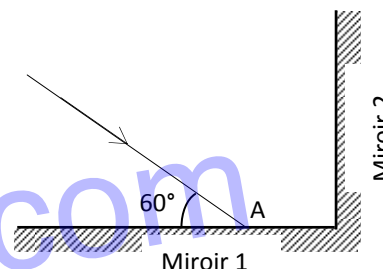
Données :  $n_1 = 1,5$  et  $n_2 = 1,0$ .



**Exercice 3**

On dispose de deux miroirs plans  $M_1$  et  $M_2$  perpendiculaires. Un rayon lumineux arrive sur le miroir  $M_1$  en un point A comme indiqué sur la figure ci-contre.

1. Quel est l'angle d'incidence  $i_1$  du rayon sur  $M_1$  ?
2. Soit B le point de rencontre du rayon réfléchi par  $M_1$  avec  $M_2$ . Représenter le rayon AB.
3. Donner la valeur de l'angle d'incidence  $i_2$  sur le miroir  $M_2$ .
4. Représenter le rayon BC réfléchi par  $M_2$ .



**Exercice 4**

On utilise un prisme en verre d'indice  $n = 1,50$ .

Sa section principale est un triangle ABC, rectangle en A tel que l'angle en B soit égal à  $70^\circ$ . Un rayon lumineux émit perpendiculairement au coté BC, rencontre le prisme en I.

Sachant que le rayon incident est dans l'air, étudier la marche de la lumière jusqu'à la sortie du prisme.

**Exercice 5**

1. Prisme et marche de rayons lumineux

Un prisme d'angle au sommet  $\alpha = 60^\circ$  est constitué d'un verre d'indice  $n = 1,50$  pour la lumière jaune.

- 1.1- Représenter sur un schéma la marche de ce rayon lumineux.
- 1.2- Calculer la déviation D subie par un rayon lumineux jaune arrivant sous une incidence  $i = 45^\circ$  ?

2. Déviation minimale

Un faisceau lumineux arrive sous l'incidence i sur un prisme d'angle au sommet  $\alpha = 60^\circ$ . Le tableau ci-dessous donne, en fonction des valeurs de l'angle i, les valeurs de la déviation D du faisceau, exprimée en degrés.

I	30	35	40	45	50	55	60	65	70	75	80	85	90
D	47	41	38	37	37	38	39	41	43	46	49	53	58

- 2.1- Tracer la courbe  $D = f(i)$ , et en déduire la déviation minimale  $D_m$ .
- 2.2- Vérifier qu'au minimum de déviation,  $i = i'$ .
- 2.3- Un rayon lumineux issu d'une source de lumière monochromatique atteint la face plane d'un prisme d'indice de réfraction n. Il subit deux réfractions. Les angles vérifient les relations suivantes :  $r + r' = \alpha$  et  $i + i' - \alpha = \theta$  où  $\theta$  est la déviation du rayon lumineux incident (voir la figure ci-contre).  
a/ Donner la relation qui existe, d'une part entre i et r et d'autre part entre  $i'$  et  $r'$ .

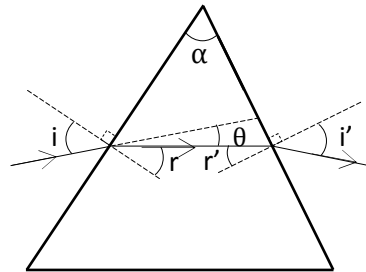
b/ Calculer  $i'$ ,  $r$ ,  $r'$  et  $\theta$  pour  $\alpha = 60^\circ$ ,  $n = 1,5$  et  $i = 40^\circ$ .

2.4- On utilise le prisme de telle façon que  $i = i'$ .

a/ Montrer que dans ces conditions  $\alpha = 2r$  et  $\theta = 2i - \alpha$ .

b/ En déduire que l'indice de réfraction du prisme est  $n = \frac{\sin \frac{\alpha+\theta}{2}}{\sin \frac{\alpha}{2}}$

c/ Calculer  $n$  pour  $\alpha = 60^\circ$  et  $\theta = 39^\circ$ .



### Un peu d'histoire de la science



Encyclopédie Encarta, Hulton Deutsch

**Descartes, René** (1596-1650), philosophe, scientifique et mathématicien français, un des promoteurs du rationalisme moderne.

Descartes est né à La Haye (aujourd'hui Descartes, Indre-et-Loire), d'un père conseiller au Parlement de Rennes, et d'une mère décédée un an après sa naissance. De 1607 à 1615, il suit l'enseignement des jésuites au collège royal de La Flèche. En 1616, il passe à Poitiers une licence en droit, mais n'embrasse pas la carrière qui s'ouvre à lui. Il prend les armes et commence à voyager. En 1618, à Breda (Pays-Bas), il fait la rencontre d'Isaac Beeckman qui oriente de manière décisive sa vocation scientifique, puis voyage en Allemagne et en Italie. De 1625 à 1628, il fréquente les milieux scientifiques et littéraires parisiens, puis s'installe aux Pays-Bas, où il

rédige l'essentiel de son œuvre philosophique et scientifique. Directement, ou par l'intermédiaire de l'abbé Mersenne, il est en contact avec de nombreuses personnalités scientifiques de l'époque, notamment Bérulle, Gassendi, Hobbes, Fermat, Arnauld et Pascal. Appelé à la cour de Suède en 1649, il meurt peu après à Stockholm, le 11 février 1650, léguant à la postérité une œuvre féconde et profondément novatrice. Dès l'élaboration des Règles pour la direction de l'esprit (inachevé, v. 1628), Descartes affirme l'unité du savoir et de l'esprit humain, nonobstant la diversité des objets auxquels il s'applique. Toutes les sciences sont subordonnées à une science première, la mathesis universalis, science universelle de l'ordre et de la mesure. C'est cette intuition fondamentale qui sous-tend le célèbre Discours de la méthode pour bien conduire sa raison et chercher la vérité dans les sciences (publié sans nom d'auteur, 1637), dont le titre initialement prévu était Projet d'une Science universelle qui puisse élever notre nature à son plus haut degré de perfection. C'est encore cette idée de l'unité de la science qui réapparaît dans la Lettre-préface des Principes de la philosophie (1644, et 1647 pour la traduction française) où Descartes présente toute la philosophie comme un arbre dont « les racines sont la métaphysique, le tronc est la physique, et les branches qui sortent de ce tronc sont toutes les autres sciences qui se réduisent à trois principales, à savoir la médecine, la mécanique et la morale ».

Titre du cours : Les lentilles mincesObjectifs spécifiques

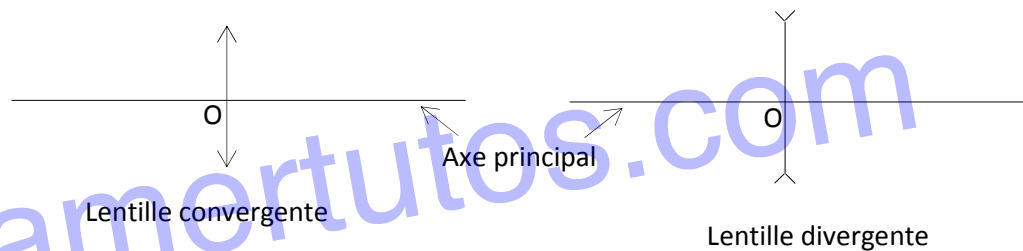
- Appliquer le vocabulaire relatif aux lentilles minces.
- Représenter l'image d'un objet à travers une lentille mince.
- Appliquer les formules de conjugaison.

Plan du cours

Voir cours

Les lentilles mincesI- Lentilles1- Définition

Une lentille est un milieu transparent limité par deux surfaces sphériques ou une surface sphérique et un plan. Lorsque l'épaisseur de la lentille est négligeable devant le rayon de la surface sphérique, la lentille est dite mince.

2- Symbole de lentilles minces

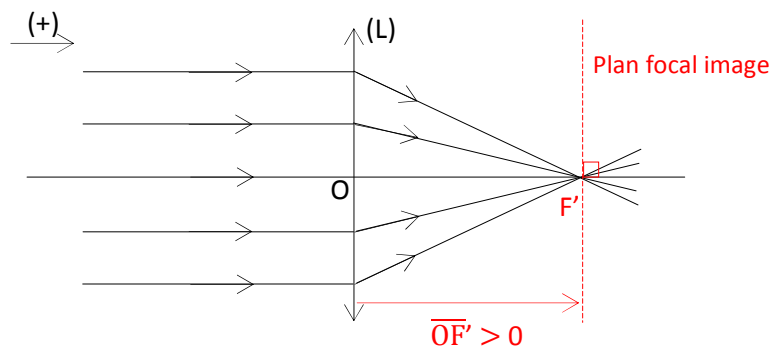
Le point O est appelé le centre optique.

3- Propriété du centre optique

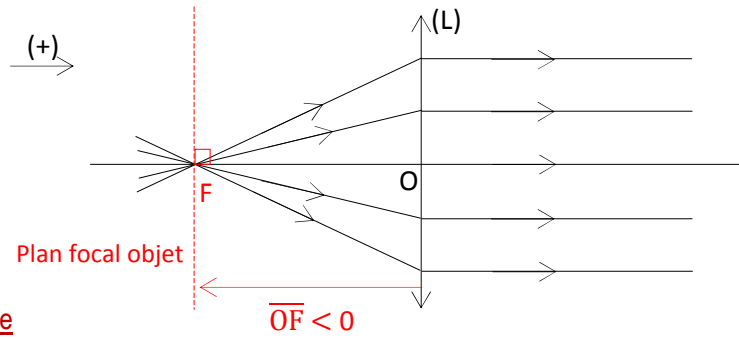
Tout rayon incident passant par le centre optique O d'une lentille (convergente ou divergente) en émerge sans être dévié.

4- Foyers principaux - distance focale - vergence4.1- Foyer principal image et foyer principal objet

- Tout rayon incident parallèle à l'axe principal d'une lentille convergente émerge en passant par un point F' de l'axe principal appelé foyer principal image.



- C'est le point de l'axe principal noté F situé avant la lentille tel que tout rayon incident passant par ce point émerge de la lentille parallèlement à l'axe principal.



#### 4.2- Distance focale

On appelle la distance focale, la distance  $\overline{OF'} = f$  exprimée en mètre (m).

#### Remarque

Pour une lentille convergente,  $\overline{OF'} = f > 0$ . Les points F et F' sont symétriques par rapport à O.

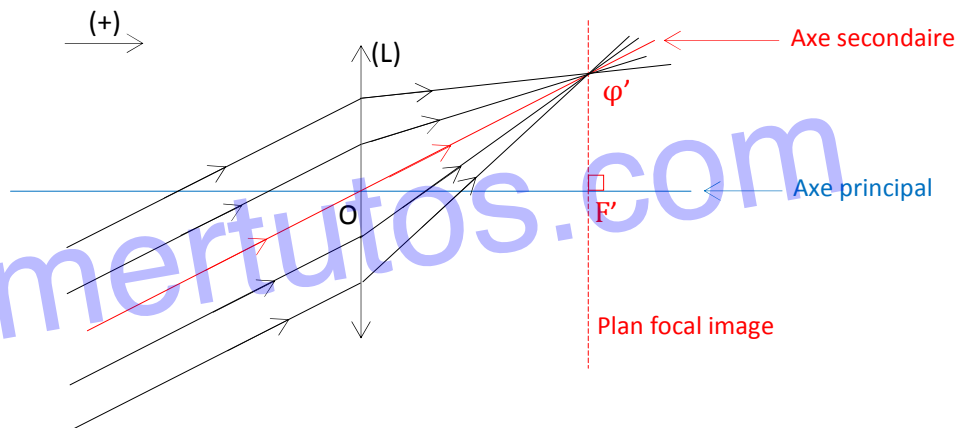
#### 4.3- Vergence

La vergence notée C d'une lentille est l'inverse de sa distance focale.

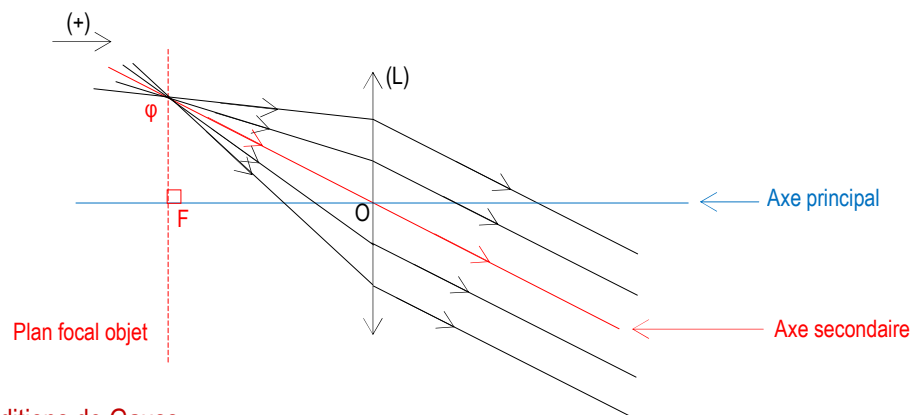
Elle s'exprime en dioptrie ( $\delta$ ).  $C = 1/f$ .

#### 5- Foyer secondaire image et foyer secondaire objet

- Un faisceau de rayon parallèle, incliné sur l'axe principal donne un faisceau émergent dont les supports convergent en un point  $\varphi'$  appelé foyer secondaire image. Le point  $\varphi'$  appartient au plan focal image.



- Tout rayon issu d'un point  $\varphi$  du plan focal objet, émerge de la lentille parallèlement à l'axe secondaire ( $O\varphi$ ).

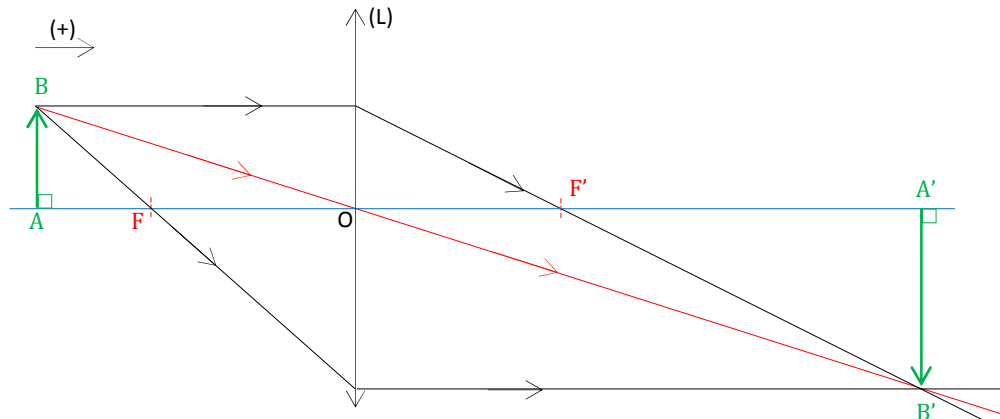


#### 6- Conditions de Gauss

Dans les conditions de Gauss, un objet AB perpendiculaire à l'axe principal donne une image A'B' perpendiculaire à cet axe.

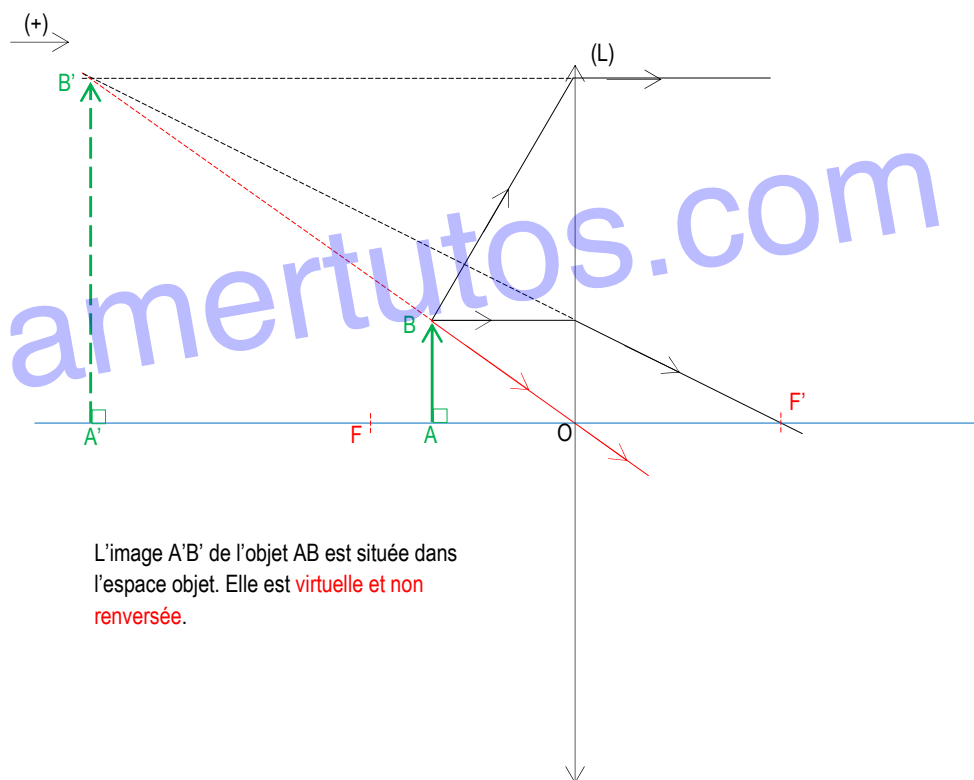
## II- Construction d'image à travers une lentille convergente

### 1- Image d'un objet réel situé avant le foyer objet



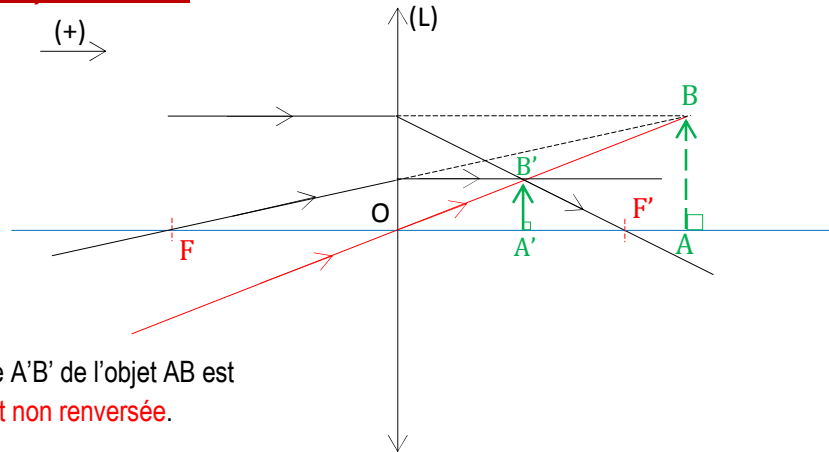
L'image A'B' de l'objet AB est réelle et renversée.

### 2- Image d'un objet réel situé entre le foyer objet et le centre optique



L'image A'B' de l'objet AB est située dans l'espace objet. Elle est virtuelle et non renversée.

3- Image d'un objet virtuel situé



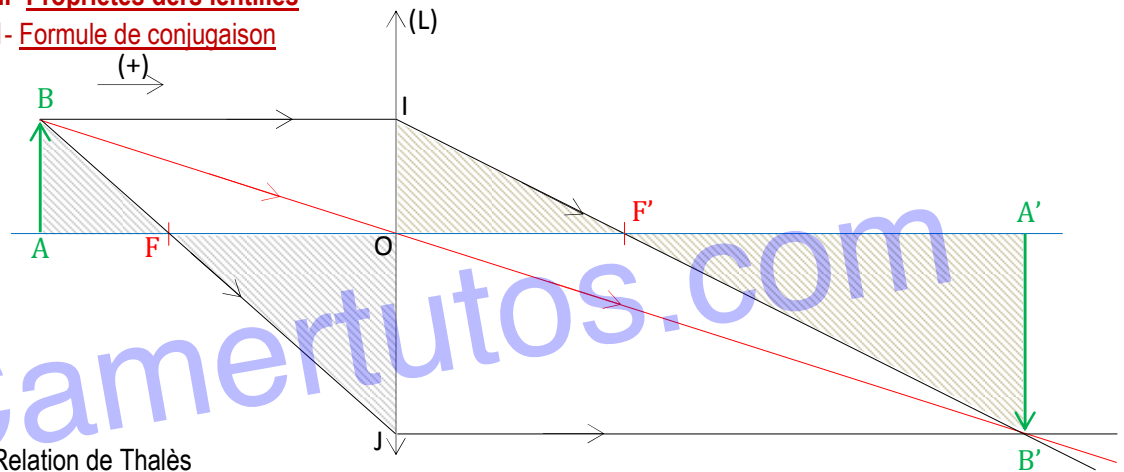
L'image A'B' de l'objet AB est réelle et non renversée.

4- Image d'un objet à l'infini

L'image d'un objet situé dans l'espace objet et à l'infini est située dans le plan focal image.

III- Propriétés des lentilles

1- Formule de conjugaison



Relation de Thalès

- Les droites (AB) et (OJ) sont parallèles. Les droites (AO) et (BJ) sont sécantes en F.

$$\frac{\overline{AB}}{\overline{OJ}} = \frac{\overline{FA}}{\overline{FO}} \quad \text{or} \quad \overline{OJ} = \overline{A'B'}$$

et  $\overline{FO} = \overline{OF'} = f$  d'où  $\frac{\overline{AB}}{\overline{A'B'}} = \frac{\overline{FA}}{f}$ .  
 $\overline{FA} = \overline{FO} + \overline{OA} = f + \overline{OA}$  donc  $\frac{\overline{AB}}{\overline{A'B'}} = \frac{f + \overline{OA}}{f}$  (1).

- Les droites (OI) et (A'B') sont parallèles. Les droites (OA') et (IB') sont sécantes en F'.

$$\frac{\overline{OI}}{\overline{A'B'}} = \frac{\overline{F'O}}{\overline{F'A'}} \quad \text{or} \quad \overline{OI} = \overline{AB}$$

et  $\overline{F'O} = -\overline{OF'} = -f$  d'où  $\frac{\overline{AB}}{\overline{A'B'}} = \frac{-f}{\overline{F'A'}}$ .  
 $\overline{F'A'} = \overline{F'O} + \overline{OA'} = -f + \overline{OA'}$  donc  $\frac{\overline{AB}}{\overline{A'B'}} = \frac{f}{f' - \overline{OA'}}$  (2).

De (1) et (2), on a ;  $\frac{\overline{AB}}{\overline{A'B'}} = \frac{f + \overline{OA}}{f} = \frac{f}{f' - \overline{OA'}}$ .

$(f + \overline{OA})(f' - \overline{OA'}) = f^2$  et  $-f(\overline{OA'} - \overline{OA}) = \overline{OA} \cdot \overline{OA'}$  (3). En divisant les deux membres de la relation (3) par ;  $f \cdot \overline{OA} \cdot \overline{OA'}$ , on obtient la relation suivante ;  $\frac{1}{f} = -\frac{1}{\overline{OA}} + \frac{1}{\overline{OA'}}$  appelée la formule de conjugaison des lentilles.

2- Grandissement

Le grandissement noté  $\gamma$  est le rapport,  $\gamma = \frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}} = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}}$ . Le grandissement est sans unité.

Remarque

$\gamma > 0$  ; l'objet et son image sont de même sens.  $\gamma < 0$  ; l'image est renversée par rapport à l'objet.  
 $|\gamma| > 1$  ; l'image est plus grande que l'objet.  $|\gamma| < 1$  ; l'image est plus petite que l'objet.

### 3- Théorème des vergences

Lorsqu'on remplace deux lentilles minces accolées de vergences respectives  $C_1$  et  $C_2$ , par une lentille mince de même centre optique, la vergence de celle-ci est  $C = C_1 + C_2$ .

#### Application 1

1. Qu'est-ce qu'une lentille ?
2. Qu'est-ce qu'une lentille convergente ?
3. Qu'est-ce qu'une lentille divergente ?
4. Définir les termes suivants:
  - 4.1. Axe principal, centre optique, foyer principal objet, foyer principal image.
  - 4.2. Plan focal objet, plan focal image, distance focal, vergence (donner leur unité).
5. Donner l'expression de la relation de conjugaison d'une lentille mince.

#### Application 2

A 16cm d'une lentille mince convergente de distance focale  $f=10\text{cm}$ , on place un objet AB de 4cm de long perpendiculaire à l'axe optique.

1. Calculer la vergence de la lentille.
2. Sur une figure et à l'échelle 1/2, construire l'image A'B' de AB en n'utilisant que les rayons passant par les foyers.
3. Déterminer les caractéristiques (la position, la nature et la taille) de l'image A'B'.
4. En déduire le grandissement de la lentille.
5. Retrouver le grandissement à partir de la relation de conjugaison.

#### Application 3

Un objet lumineux AB, de hauteur 5cm, est placé perpendiculaire à l'axe principal d'une lentille mince convergente de distance focale 25cm. Le point A est situé sur l'axe optique.

1. Déterminer par le calcul, la position, la nature et la taille de l'image dans les cas suivants :
  - 1.1. L'objet AB est réel et placé à 20cm de la lentille.
  - 1.2. L'objet AB est virtuel et placé à 15cm de la lentille.
2. vérifier les résultats précédents par la construction géométrique.

Un peu d'histoire de la science

Le mathématicien allemand **Carl Friedrich Gauss** contribua au développement de nombreux domaines mathématiques, dont la théorie des probabilités, l'algèbre et la géométrie. Il démontra que le nombre de racines (réelles et complexes) d'un polynôme est égal à son degré. Il s'agit du théorème fondamental de l'algèbre. Gauss appliqua également les mathématiques à l'électricité et au magnétisme. Le gauss est une unité d'induction magnétique.

Sa vie

**Gauss, Carl Friedrich** (1777-1855), mathématicien, physicien et **astronome allemand**, dit le prince des mathématiciens, qui apporta des contributions essentielles à la plupart des branches des sciences exactes et appliquées.

Né à Brunswick le 30 avril 1777, Gauss commença par étudier les langues anciennes, avant de s'intéresser aux mathématiques à l'âge de dix-sept ans. Ses tout premiers travaux en géométrie l'encouragèrent dans cette voie : abandonnant définitivement l'étude des langues, il se tourna vers les mathématiques qu'il étudia de 1795 à 1798 à l'université de Göttingen. En 1807, Gauss fut nommé professeur de mathématiques et directeur de l'observatoire de Göttingen, deux postes qu'il occupa jusqu'à sa mort, le 23 février 1855.

Ses travaux en astronomie

À partir de 1801, Gauss se pencha avec un intérêt croissant sur l'astronomie. Il s'attacha à déterminer la trajectoire d'un astéroïde, Cérès, qui avait été aperçu en 1801 avant de sombrer à nouveau dans l'espace intergalactique. Gauss parvint à calculer l'orbite de cet astéroïde en s'aidant d'une méthode d'approximation qu'il perfectionna considérablement, la méthode des moindres carrés. Cette méthode algébrique, élaborée par le mathématicien français Legendre, permet de résoudre par approximation des systèmes d'équations



**Huygens, Christiaan** (1629-1695), astronome, mathématicien et physicien hollandais. Ses découvertes scientifiques nombreuses et originales lui valurent une large reconnaissance et les honneurs parmi les personnalités scientifiques du XVII<sup>e</sup> siècle. Avec son *Traité de la lumière* (1690), il est à l'origine de la théorie ondulatoire de la lumière (qui plus tard prit son nom) : chaque point d'ondes en mouvement est lui-même source de nouvelles ondes (voir Optique). En 1655, il inventa une méthode de meulage et de polissage des lentilles d'optique. La définition plus fine ainsi obtenue lui permit de découvrir un satellite de Saturne et de fournir la première description précise des anneaux de Saturne. La nécessité de disposer d'une mesure exacte du temps pour

l'observation du ciel l'amena à appliquer les lois du pendule composé pour régler les mouvements des horloges et montres. En 1656, il conçut une lunette de télescope qui porte son nom. Dans *Horologium oscillatorium* (1673), il détermina la véritable relation existant entre la longueur d'un pendule et la durée d'oscillation, et présenta ses théories sur la force centrifuge des mouvements circulaires, qui aidèrent le physicien anglais Isaac Newton à formuler les lois de la gravité. En 1678, il découvrit la polarisation de la lumière par double réfraction sur la calcite.



**Hubble, Edwin Powell** (1889-1953), astronome américain, qui a notamment prouvé l'existence de galaxies autres que la Voie lactée. Hubble est né à Marshfield (Missouri). De 1914 à 1917, il travaille à l'observatoire de Yerkes de l'université de Chicago, puis à l'observatoire du mont Wilson à partir de 1919, et enfin au mont Palomar à partir de 1948, où il dirige les recherches menées avec le télescope de 508 cm de diamètre. Mais Hubble est surtout connu pour avoir interprété le décalage vers le rouge du spectre des galaxies comme un effet Doppler-Fizeau, prouvant ainsi que les galaxies s'éloignent les unes des autres à une

vitesse proportionnelle à leur éloignement (loi de Hubble, 1929). Cette loi a contribué largement au succès de la théorie du big bang (constante de Hubble). On a également donné le nom de Hubble au télescope spatial mis au point par la NASA et l'Agence spatiale européenne (ESA), mis sur orbite terrestre en 1990.