

Bac Technologique STAV



Livre 2 – Chimie

cahier de l'élève

version 1.3

Préface

Cet ouvrage a été rédigé à partir des fichiers numériques réalisés en classes de 1ère et terminale technologique (option agronomie et vivant) sur TBI (Tableau Blanc Interactif).

Il se veut une image "d'un cahier d'élève" tel qu'il a été construit en cours dans un environnement numérique à l'aide du TBI, du web et d'un ENT (espace Numérique de Travail).

La discussion de l'usage systématique des TICE (Technologies de l'Information et de la Communication pour l'Enseignement) comme "bonne pratique" ou non dans la pédagogie ne sera pas abordée dans ce cadre.

Les textes de cet ouvrage sont placés sous licence Creative Commons afin que tout à chacun puisse en faire le meilleur usage possible, le faire partager ou nous aider à l'améliorer dans l'avenir.

Nous assumons la pleine responsabilité des inévitables coquilles ou erreurs qui pourraient se trouver dans ce livre et nous vous invitons, dans ce cas, à nous faire remonter vos remarques.

Les auteurs :

...

[Dominique Laporte](#), lycée des Iscles (Manosque)

...

SOMMAIRE

Structure de la matière.....	5
1. Introduction.....	5
2. L'atome.....	5
2.1. Répartition électronique des électrons.....	6
2.2. Schéma de Lewis.....	11
2.3 La valence.....	11
3. La molécule.....	11
3.1. la liaison covalente.....	13
4. Les grandeurs molaires.....	14
4.1. la masse molaire.....	14
4.2. le volume molaire.....	15
Solutions aqueuses.....	26
1. Introduction.....	26
2. la molécule d'eau.....	26
3. Les ions.....	27
3.1. définition.....	27
3.2. formation des ions.....	27
Oxydo-réduction.....	40
1. Introduction.....	40
2. Expérience.....	40
3. Définitions.....	41
4. Notion de couples.....	41
5. Constitution d'une pile.....	51
SOLUTIONS ACIDO-BASIQUES.....	58
1. Introduction.....	58
2. Définition.....	58
3. Notion de pH.....	58
4. Autoprotolyse de l'eau.....	59
5. Acide fort/Acide faible.....	60
5.1. Cas d'une base forte.....	64
6. Notion de couple acide-base.....	65
6.1. Cas de l'eau.....	65
6.2. Constante d'acidité.....	66
7. Réaction Acide/Base.....	68
8. Dosage acido-basique.....	68
8.1. Dosage colorimétrique.....	69
8.2. Dosage par pHmétrie.....	73
Exercice de synthèse.....	77
9. L'effet tampon.....	78
CHIMIE ORGANIQUE.....	83
1. Introduction.....	83
2. L'atome de carbone.....	83
3. Les formules chimiques en chimie organique.....	83
3.1. Formule brute FB.....	83
3.2. Formule Développée FD.....	84
3.3. Formule Semi Développée FSD.....	84
4. Hydrocarbures.....	85
4.1. Les alcanes.....	85
4.2. Les alcènes.....	86

4.3. Les alcynes.....	86
4.4. Les hydrocarbures cycliques.....	95
5. Les fonctions organiques.....	95
5.1. fonctions oxygénées.....	95
5.1.1. Les alcools.....	95
5.1.2. Les aldéhydes.....	96
5.1.3 Les cétones.....	96
5.1.4 Les acides carboxyliques.....	97
Réaction d'oxydation d'un alcool.....	103
Nomenclature des esters.....	110
5.2. Fonctions azotées.....	111
5.2.1. Les amines.....	111
5.2.2. Les amides.....	112
Biomolécules.....	116
1. Introduction.....	116
2. Les glucides.....	117
2.1. Le glucose.....	117
2.2. Le fructose.....	117
2.3. Le saccharose.....	118
2.4. L'amidon.....	118
2.5. Reconnaissance des sucres.....	119
5. Hydrolyse de l'amidon.....	123
6. La fabrication du pain.....	123
2.6. Classification.....	125
2.7. Réactions de fermentation.....	125
2.7.1. Fermentation alcoolique.....	125
2.7.2. Fermentation lactique.....	127
2.7.3. Fermentation malolactique.....	127
3. Les protides.....	131
3.1. les acides aminés.....	131
3.2. les peptides.....	131
3.3. les protéines.....	137
3.4. Classification.....	137
3.5. Propriétés acido-basiques.....	138
4. les lipides.....	139
4.1. Introduction.....	139
4.2. le glycérol.....	139
4.3. acide gras.....	139
4.3.1. acides gras volatils.....	143
4.3.2. acides gras saturés/insaturés.....	143
4.4. formation d'un triglycéride.....	146
4.5. saponification.....	149

Structure de la matière

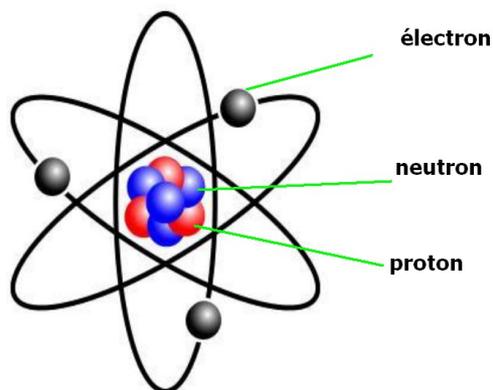
1. Introduction

La chimie est la science qui étudie les interactions de la matière (atomes, molécules, ...)

2. L'atome

Def : **l'atome** (mot grec : insécable) est la + petite partie indivisible de la matière.

Modèle « classique » de l'atome :



- **l'électron (e^-)** possède une charge électrique **-**
- **le proton (p)** possède une charge électrique **+**
- **le neutron (n)** est **neutre** électriquement

remarque : il existe un nombre limité d'atomes qui sont tous répertoriés dans le tableau de classification périodique (tableau de Mendeleiev).

Pour en savoir plus : <http://fr.wikipedia.org/wiki/Mendeleiev>

Lundi 10 sept 2012

L'atome est constitué

- d'un noyau : $n + p$
- d'un nuage d' \bar{e}

L'atome étant neutre électriquement : $\text{nbr } p = \text{nbr } \bar{e}$

la masse \bar{e} est environ 2000 x plus petite que celle du p ou du n, conséquence :
la matière est concentrée au centre de l'atome.

Dans le tableau périodique, les éléments (atomes) sont notés :

Nbr de masse ($n + p$) A
 X (symbole de l'atome)

Nbr de charge ($\bar{e} = p$) Z

Ex : donner la composition d'un atome d'Oxygène.

$Z = 8 : 8 \bar{e} = 8 p$

$A = 16 : n + p = 16$, d'où $n + 8 = 16$, finalement $n = 16 - 8 = 8$

$n = A - Z = 16 - 8 = 8$

Ex2 : donner la composition d'un atome d'Hydrogène.

$\bar{e} = 1, p = 1, n = 1 - 1 = 0$

2.1. Répartition électronique des électrons

On utilise le modèle suivant (modèle planétaire de Bohr).

Ce modèle servira à connaître le nbr \bar{e} sur la dernière couche (formation des molécules).

Les \bar{e} se répartissent sur des orbites nommées K, L, M, ... selon le tableau

Nom de la couche	N° couche	\bar{e} max
K	1	$2 = 2 \times 1 = 2 \times 1^2$
L	2	$8 = 2 \times 4 = 2 \times 2^2$
M	3	$18 = 2 \times 9 = 2 \times 3^2$
N	4	$32 = 2 \times 16 = 2 \times 4^2$
...

La relation qui relie le n° n de la couche avec le **nbr max \bar{e} est $2 \cdot n^2$**

Remarque : quelle que soit ses possibilités de remplissage, la **dernière couche** électronique ne peut recevoir que 8 \bar{e} (saut K à 2 \bar{e}).

C'est la règle de l'octet.

A faire : répartition électronique O, C, Ca, N

1. Objectif du TP

Détermination de la teneur d'une terre en calcaire.

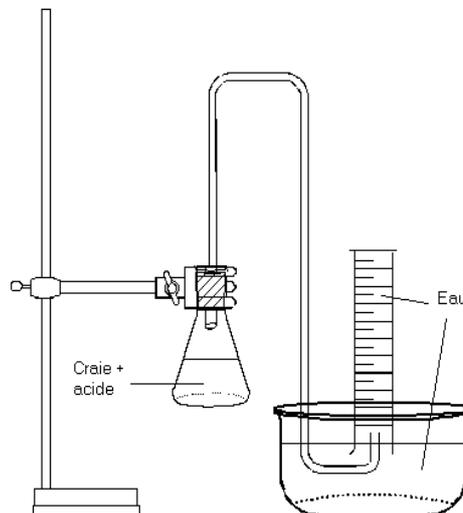
2. Matériel

- Terre fine
- Acide chlorhydrique (HCl) à 0,5 mol/L
- Eau saturée en sel (NaCl)
- Erlenmeyer + bouchon
- Éprouvette graduée
- Cristallisoir
- Balance de précision
- gants de protection

3. Protocole

Les calcaires sont des roches sédimentaires composées majoritairement de carbonate de calcium CaCO_3 mais aussi de carbonate de magnésium MgCO_3 .

- Peser avec précision une masse m de terre fine et sèche d'environ 1 gramme.
- Introduire l'échantillon de terre dans un erlenmeyer.
- Remplir le cristallisoir d'eau salée.
- Remplir entièrement l'éprouvette graduée d'eau salée et la retourner dans le cristallisoir comme indiqué sur le schéma.
- Verser de l'acide chlorhydrique dans l'erlenmeyer et refermer rapidement l'erlenmeyer.
- Attendre la fin de la réaction.
- Mesurer le volume V de dioxyde de carbone recueilli dans l'éprouvette graduée.



4. Exploitation des résultats

En science les réponses doivent être justifiées !!!

L'équation de la réaction entre l'acide chlorhydrique et le carbonate de calcium s'écrit :



- Expliquer pourquoi l'eau doit être saturée en sel.
Le sel se dissout dans l'eau et empêche le CO_2 de se dissoudre à son tour.
- Indiquer les noms des produits et des réactifs.
Dans une équation on a le formalisme suivant :

réactifs → produits

réactifs : carbonate de calcium + acide chlorhydrique

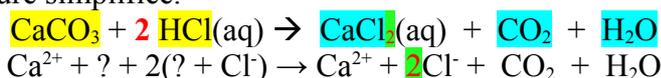
produits : chlorure de calcium + gaz carbonique + eau

- Équilibrer l'équation précédente.
Lavoisier : il doit y avoir le même nbr d'atomes au début et après transformation (idem pour les charges électriques)
méthode : commencer par équilibrer les atomes que l'on ne rencontre qu'une seule fois à gauche et à droite de l'équation.



remarque : lorsque les coeff de l'équation valent 1, il n'est pas nécessaire de l'écrire.

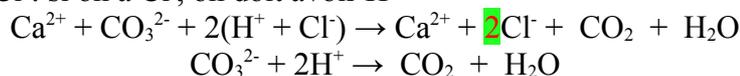
- Réécrire cette équation en faisant apparaître les formes ioniques des composés.
- En déduire une écriture simplifiée.



CaCO₃ est neutre électriquement

donc si on a Ca²⁺ on doit trouver CO₃²⁻

de même pour HCl : si on a Cl⁻, on doit avoir H⁺



- Calculer la quantité de matière (nombre de moles) contenue dans le volume V de CO₂ dégagé.

Volume de gaz (L)	Qté (mol)
24	1
40.10 ⁻³	n

$$n = 40.10^{-3} \times 1 / 24 = 1,67.10^{-3} \text{ mol}$$

- En déduire la quantité de matière de CaCO₃ contenue dans l'échantillon.
D'après l'équation : CaCO₃ + 2 HCl(aq) → CaCl₂(aq) + CO₂ + H₂O
on a un rapport 1 pour 1, donc qté CO₂ = qté de carbonate
n(CO₂) = n(CaCO₃) = 1,67.10⁻³ mol

- En déduire la masse m de CaCO₃ contenue dans l'échantillon.

Qté (mol)	Masse (g)
1	M(CaCO ₃)
n = 1,67.10 ⁻³	m = ?

$$m = n.M(\text{CaCO}_3) / 1$$

$$m = 1,67.10^{-3} \times (40,1 + 12,0 + 3 \times 16,0) = 1,67.10^{-3} \times 100,1 = 0,17 \text{ g (167 mg)}$$

- Calculer la teneur (le % en masse) de la terre en calcaire.

Si on a pesé 1,2 g de terre, on a 0,17 g de calcaire pour 1,2 g de terre

soit % calcaire = masse calcaire / masse de terre

$$\% \text{ calcaire} = 0,17 / 1,2 = 0,14 = 14 \%$$

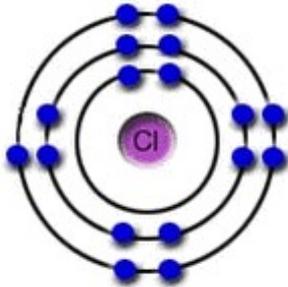
On donne : Le volume molaire dans les CSTP¹ : $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$;

5. Modélisation

Un atome est stable si sa dernière couche électronique est saturée.

5.1. l'ion chlorure

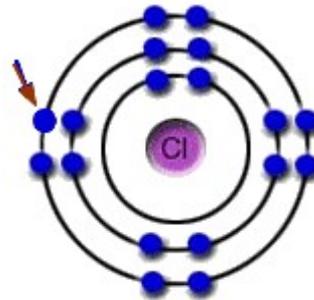
modèle planétaire de l'atome de chlore



Indiquer ce que représentent les points bleus sur le schéma ci-dessus.

Les points représentent les électrons.

modèle planétaire de l'ion chlorure

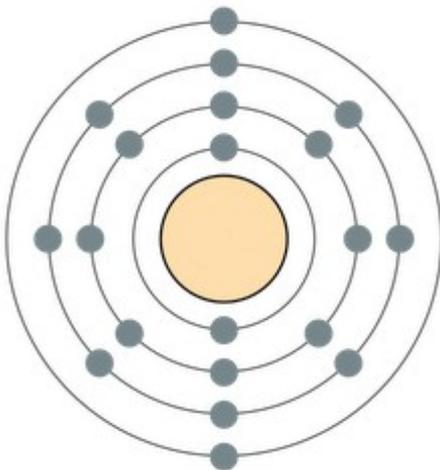


Indiquer ce qui a changé par rapport au schéma ci-contre.

En déduire la notation de l'ion chlorure.

Il y a un \bar{e} supplémentaire sur la dernière couche.
L'atome de Cl devient **négatif**.
On le note Cl^-

5.2. l'ion calcium



Indiquer le nom de l'atome modélisé ci contre.

En dénombrant le nombre d' $\bar{e} = 20$
dans le tableau de classification on remarque que
pour $Z = 20$,
cela correspond au **Calcium Ca**

A partir de l'exemple ci-dessus, en déduire la
formule chimique de l'ion calcium.

Pour que la dernière couche soit saturée, il y a 2
possibilités :
- rajouter 6 \bar{e}
- perdre 2 \bar{e}

il est plus facile de perdre 2 \bar{e}
donc le Calcium va devenir positif
on le note Ca^{++} ou Ca^{2+}

¹ Conditions Standards de Température et de Pression

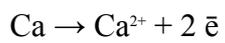
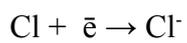
5.3. exercices

- Donner la répartition électronique des atomes de chlore et de calcium.

Dans le tableau $_{17}\text{Cl}$, Cl dispose de 17 \bar{e} , K2 L8 M7

$_{20}\text{Ca}$, K2 L8 M8 N2

- En déduire leur schéma de Lewis.
- Montrer que l'on retrouve les formules des ions chlorure et calcium des § 5.1 et 5.2.



lundi 17 sept. 2012

Dans le tableau :

- oxygène O possède 8 \bar{e} → K2 L6
- carbone C possède 6 \bar{e} → K2 L4
- calcium Ca possède 20 \bar{e} → K2 L8 M8 N2
- azote N possède 7 \bar{e} → K2 L5

2.2. Schéma de Lewis

Pour expliquer la formation des molécules, nous utilisons un nouveau modèle : le schéma de Lewis.

Ce modèle représente la dernière couche électronique des atomes :

- 1 \bar{e} célibataire est représenté par un point
- un doublet électronique par un trait.

Pour en savoir plus : http://fr.wikipedia.org/wiki/Gilbert_Newton_Lewis

Ex : l'oxygène, dernière couche 6 \bar{e} (voir exercice ci-dessus)

2.3 La valence

Un atome va se lier à un autre atome pour former des molécules grâce à ses \bar{e} célibataires de sa dernière couche. La valence indique le nombre d' \bar{e} célibataires.

Ex : valence de l'oxygène, $\text{val}(\text{O}) = 2$ (2 \bar{e} célibataires : 2 points)

Ex2 : déterminer la valence du Néon

le néon Ne, possède 10 \bar{e}

sa répartition est K2 L8

son schéma de Lewis est

donc $\text{val}(\text{Ne}) = 0$

Ex3 : déterminer la valence du Silicium

Le silicium si, possède 14 \bar{e}

sa répartition est K2 L8 M4

$\text{val}(\text{Si}) = 4$

La valence est un nombre allant de 0 à 4.

3. La molécule

Def : La molécule est la + petite partie d'un corps pur (ex : eau, sel, ...)

Sur feuille : jeudi

- schéma de Lewis C, Ca et N

C : $Z = 6 = 6 \bar{e}$

K2 L4

Ca : $Z = 20 = 20 \bar{e}$

K2 L8 M10 (règle de l'octet) → K2 L8 M8 N2

N : $Z = 7 = 7 \bar{e}$

K2 L5

- constitution des atomes : potassium, chlore, magnésium

potassium, symbole K

$$A = 39$$

$$Z = 19 = 19 \bar{e} = 19 p$$

$$n = A - Z = 39 - 19 = 20$$

chlore, Cl

$$A = 35$$

$$Z = 17 = 17 \bar{e} = 17 p$$

$$n = 35 - 17 = 18$$

magnésium, Mg

$$A = 24$$

$$Z = 12 = 12 \bar{e} = 12 p$$

$$n = 24 - 12 = 12$$

jeudi 20 sept. 2012

3.1. la liaison covalente

Un atome est stable si sa dernière couche est saturée à 8 \bar{e} .

Pour cela, il s'associe avec d'autres atomes pour former des molécules.

Def : la liaison covalente est la mise en commun des \bar{e} célibataires de la dernière couche.

Selon sa valence, un atome peut avoir jusqu'à 4 liaisons simples.

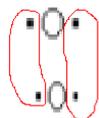
Ex1 : l'oxygène gazeux.

O possède 8 $\bar{e} \rightarrow$ K2 L6

son schéma de Lewis est

$\cdot\bar{O}\cdot$ O possède : 2 liaisons simples, soit 1 liaison double

on note $\cdot\bar{O}\cdot$ également $\cdot O \cdot$ pour mettre en valeur les liaisons



l'oxygène peut se lier avec un autre atome d'oxygène par la mise en commun de 2 paires \bar{e} célibataires.

Il y a formation d'une liaison double, notée O = O.

On notera la formule chimique O₂ (dioxygène, c'est l'oxygène gazeux que l'on respire).

Ex2 : l'eau

 l'atome O s'associe avec 2 atomes H pour former 2 liaisons simples, notée H-O-H.

Formule chimique H₂O

Ex3 : l'azote gazeux.

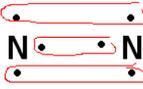
Nous respirons un mélange formé de 1/5 d'oxygène gazeux et de 4/5 d'azote gazeux. Déterminer la formule chimique de l'azote gazeux.

– schéma de lewis de l'azote

– en déduire le type de liaison

N possède 7 $\bar{e} \rightarrow$ K2 L5 : 3 \bar{e} célibataires

schéma de Lewis $\begin{array}{c} \cdot \\ | \\ \cdot \text{N} \cdot \\ \cdot \end{array}$, noté $\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \text{N} \cdot \\ \cdot \end{array}$

on en déduit l'association suivante : , notée N \equiv N (1 liaison triple)

Formule chimique N₂ (diazote)

à faire sur feuille : pour lundi

1. donner la formule développée (montrer les liaisons entre atomes) de :

l'ammoniac (NH₃)

de l'éthanol (CH₃OH)

2. trouver la formule de l'oxyde de calcium en justifiant.

4. Les grandeurs molaires

Pour manipuler la matière, on change d'échelle car les atomes sont trop petits.

On utilise la **mole** = 1 paquet qui contient un nombre **constant** d'atomes, de molécules ou d'ions ($N = 6.10^{23}$).

N est appelé nombre d'Avogadro (http://fr.wikipedia.org/wiki/Nombre_d%27Avogadro).

4.1. la masse molaire

Elle représente la **masse de 1 mole** (d'atomes, de molécules ou d'ions).

Dans le tableau de classification, on donne les masses molaires atomiques (des atomes).

Ex : **masse molaire** du **Carbone**

on note $M(C) = 12,0$ g/mol

Ex2 : masse molaire de l'eau (H_2O : 2 atomes H et 1 atome O)

$$M(H_2O) = 2 \times M(H) + 1 \times M(O)$$

$$M(H_2O) = 2 \times 1,0 + 1 \times 16,0 = 18,0 \text{ g/mol (soit 18 mL)}$$

Ex3 : combien il y-a-t-il de moles d'eau dans 1 L (1 kg = 1000 g) ?

Quantité (mol)	Masse (g)
1	18,0
n = ?	1000,0

$$n = 1 \times 1000,0 / 18,0 = 55,6 \text{ mol}$$

à faire sur feuille : pour jeudi

ex 8 + 9 p18

jeudi 4 oct. 2012

Si on généralise : $n = m / M$

- n = qté en mol
- m = masse en g
- M = masse molaire g/mol

4.2. le volume molaire

Une mole de gaz occupe toujours le même volume (dans des conditions précises : T° et P).

C'est le volume molaire, noté V_M

Dans les CNTP (Condition Normale de T° et de Pression) $V_M = 22,4$ L/mol.

Pour des gaz : $n = V / V_M$

- n = qté en mol
- V = volume en L
- V_M = volume molaire L/mol

Ex 29p20

Le butane est un hydrocarbure de formule brute C_4H_{10} . Une bouteille du commerce contient une masse $m = 13$ kg de ce gaz liquéfié.

Calculer le volume V de butane que l'on peut récupérer à partir de cette bouteille.

Dans les conditions d'utilisation, le volume molaire est $V_M = 24$ L/mol.

On calcule la qté contenue dans une masse $m = 13$ kg

$$n = m / M$$

avec $M = M(\text{butane}) = M(C_4H_{10})$

$$n = 13 \times 10^3 / (12,0 \times 4 + 1,0 \times 10) = 13 \times 10^3 / 58 = 224,1 \text{ mol}$$

On en déduit : $n = V / V_M$

$$224,1 = V / 24,0$$

$$\text{d'où } V = 224,1 \times 24,0 = 5378,4 \text{ L} = 5,4 \text{ m}^3$$

A faire : écrire l'équation de combustion du butane

hydrocarbure + oxygène gazeux \rightarrow dioxyde de C + eau

lundi 8 oct. 2012

correction exercices

ex8p18

Donner le nombre d'électrons périphériques des atomes : hydrogène, carbone, chlore, krypton, calcium, césium.

Hydrogène H, Z = 1, K1

Carbone C, Z = 6, K2 L4

Chlore Cl, Z = 17, K2 L8 M7

Krypton Kr, Z = 36, K2 L8 M18 N8

Calcium Ca, Z = 20, K2 L8 M8 N2

Césium Cs, Z = 55, K2 L8 M18 N18 O8 P1

ex9p18

Indiquer la valence principale des éléments suivants : hydrogène, azote, soufre, cuivre, néon, baryum.

Hydrogène H, Z = 1, K1, $\overset{\text{H}}{\cdot}$, val(H) = 1

Azote N, Z = 7, K2 L5, $\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{N}}}$, val(N) = 3

Soufre S, Z = 16, K2 L8 N6, $\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{S}}}$, val(S) = 2

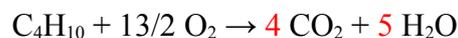
Cuivre Cu, Z = 29, K2 L8 M18 N1, Cu^{\cdot} , val(Cu) = 1

Néon Ne, Z = 10, K2 L8, $\overset{\cdot}{\text{Ne}}$, val(Ne) = 0

Baryum Ba, Z = 56, K2 L8 M18 N18 O8 P2, $\overset{\cdot}{\text{Ba}}$, val(Ba) = 2

Ex : écrire l'équation de combustion du butane (C₄H₁₀)

hydrocarbure + oxygène gazeux → dioxyde de C + eau



Si on brûle une masse **m = 116 g de butane**, calculer :

- la masse d'eau obtenue
- le volume gazeux de vapeur d'eau

méthodologie : on calcule les quantités

on sait que : **n = m / M**

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

$$n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 116,0 / (12,0 \times 4 + 1,0 \times 10) = 2 \text{ mol}$$

d'après l'équation : $n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = n(\text{H}_2\text{O})/5$

donc $n(\text{H}_2\text{O}) = 5.n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 5 \times 2 = 10 \text{ mol}$

on sait que $n(\text{eau}) = m(\text{eau}) / M(\text{eau})$

$$10 = m(\text{eau}) / (2 \times 1,0 + 1 \times 16,0)$$

$$10 = m(\text{eau}) / 18,0$$

$$m(\text{eau}) = 10 \times 18,0 = 180,0 \text{ g} = 180 \text{ mL d'eau}$$

pour le volume gazeux

on sait que : $n = V / V_M$

$$n(\text{eau}) = V(\text{eau}) / V_M$$

on prend ici $V_M = 24,0 \text{ L/mol}$

$$10,0 = V(\text{eau}) / 24,0$$

$$V(\text{eau}) = 10,0 \times 24,0 = 240,0 \text{ L} = 0,24 \text{ m}^3$$

sur feuille pour jeudi :

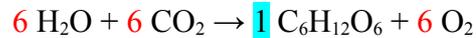
- écrire et équilibrer la réaction de photosynthèse (voir bio)
eau + gaz carbonique donne glucose + oxygène gazeux
- calculer la masse de glucose produite pour 216 mL d'eau absorbée par la plante

lundi 15 oct. 2012

correction exercice

- écrire et équilibrer la réaction de photosynthèse (voir bio)

eau + gaz carbonique donne glucose + oxygène gazeux



quand un coefficient (stœchiométrique) = 1 dans l'équation :

* il n'est pas nécessaire d'écrire le 1

* l'équation est la plus simplifiée

- calculer la masse de glucose produite pour 216 mL d'eau absorbée par la plante

on sait que : $n = m / M$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / M(\text{H}_2\text{O})$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 216 / (2 \times 1,0 + 1 \times 16,0) = 12 \text{ mol}$$

d'après l'équation :

$$\text{proportionnalité : } n(\text{H}_2\text{O})/6 = n(\text{CO}_2)/6 = n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)/1 = n(\text{O}_2)/6$$

$$n(\text{H}_2\text{O})/6 = n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)/1$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 6 n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)$$

la qté d'eau = 6 x la qté de glucose

$$n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 12 / 6 = 2 \text{ mol}$$

pour un liquide ou un solide

on sait que $n = m / M$

$$\text{donc } m = n.M = 2 \times (6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0) = 360 \text{ g}$$

TP n° 1 : Dissolution

1. Objectif du TP

Préparer une solution de concentration déterminée à partir d'un cristal ionique.

1.1. Matériel & Produits

- Fiole jaugée 50 mL x2
- Bécher 100 mL x2
- Balance de précision (10^{-2} g)
- Sulfate de cuivre pentahydraté : $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- Sulfate de sodium : Na_2SO_4
- Hémioxyde d'hydrogène (eau distillée) : H_2O

1.2. Protocole

- Manipulation :
- Recopier et compléter le tableau ci-dessous en détaillant les calculs.
 - Peser la masse de sulfate de cuivre pentahydraté à la balance de précision.
 - Verser le cristal ionique dans la fiole jaugée.
 - Remplir la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait.
 - Agiter la fiole jusqu'à la dissolution complète et compléter avec de l'eau distillée si nécessaire.
 - Recommencer pour le Sulfate de sodium.

Solution	produit	Masse molaire g/mol	concentration mol/L	C(cations) mol/L ion +	C(anions) mol/L ion -	Volume (mL)	Moles (mol)	Masse (g)
S1	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	245,9	0,2	0,2	0,2	50	10^{-2}	2,46
S2	Na_2SO_4	174,2	0,1	$0,1 \times 2 = 0,2$	0,1	50	$5 \cdot 10^{-3}$	0,87

Données (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) : Zn = 65,4 ; Cu = 63,5 ; Cl = 35,5 ; S = 32,0 ; Na = 23,0 ; O = 16,0 ; H = 1,0

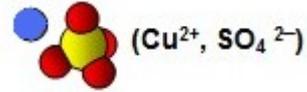
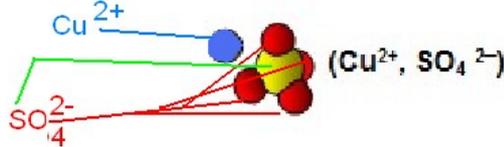
- $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = M(\text{Cu}) + m(\text{S}) + 4 \times M(\text{O}) + 5 \times [2 \times M(\text{H}) + M(\text{O})] = 63,5 + 32,0 + 4 \times 16,0 + 5 \times [2 \times 1,0 + 16,0] = 249,5 \text{ g/mol}$
- pour $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, les qtés en ions cuivre II et sulfate sont identiques. Donc les concentrations sont les mêmes
- pour Na_2SO_4 , les qtés de sodium sont le double en cations.
- On sait que $C = n/V$
 $n = C \cdot V = 0,2 \times 50 \cdot 10^{-3} = 10^{-2} \text{ mol}$
 $n' = 0,1 \times 50 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
- on sait que $n = m/M$
donc $m = n \cdot M$
 $m = 10^{-2} \times 245,9 = 2,46 \text{ g}$

$$m' = 5 \cdot 10^{-3} \times 174,2 = 0,87 \text{ g}$$

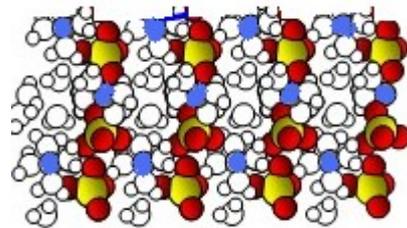
1.3. Modélisation

Le sulfate de cuivre pentahydraté est constitué d'eau, d'ions cuivre II et sulfate.

Indiquez par des flèches sur le schéma ci-contre à quoi correspondent les différentes sphères.



On peut voir le sulfate de cuivre pentahydraté comme du sable humide.



Doit-on prendre en compte l'eau contenue dans le cristal

- lorsque l'on va le peser ?
- lorsque l'on calcule sa masse molaire ?



Oui, car le sel est déjà hydraté.

On modélise la dissociation d'un cristal ionique (ex : le sulfate de cuivre II) sous l'action des molécules d'eau de la façon suivante :

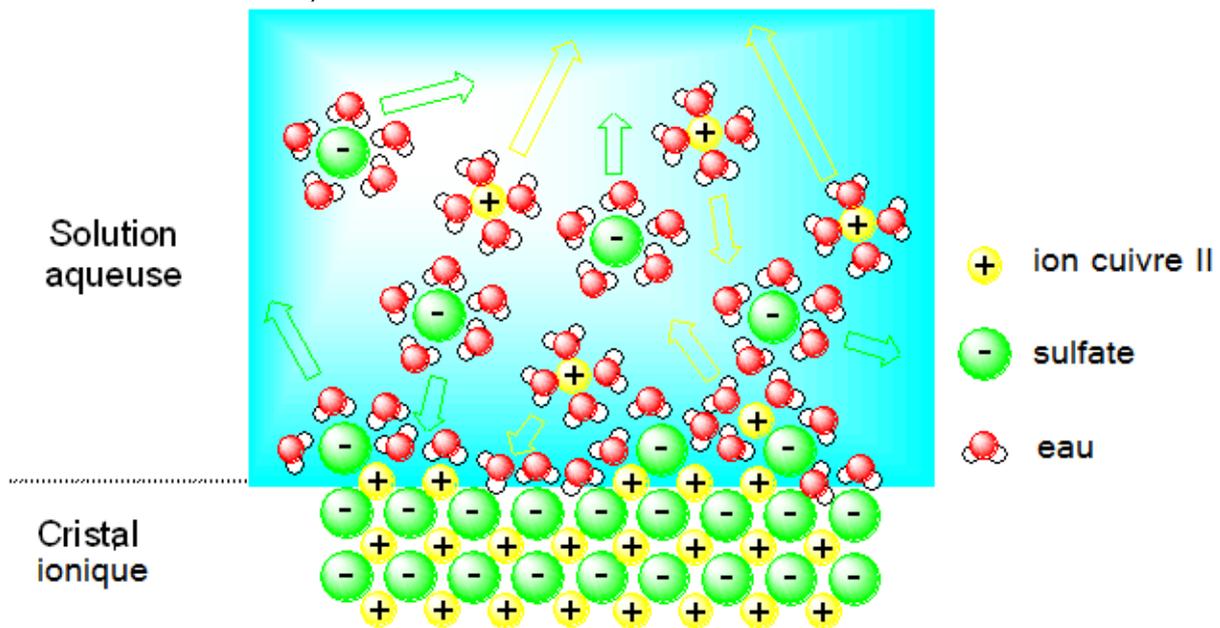


figure 1

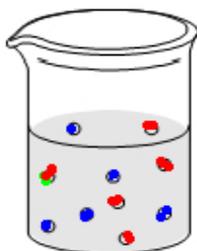


figure 2

Comment calculer une **concentration ionique** ?

On suppose que le sulfate de cuivre a été complètement dissous.
En vous aidant de la figure 1, compléter le schéma ci-contre :

- colorer les espèces chimiques (eau exceptée) présentes dans le bécher
bleu = ion cuivre II
rouge = sulfate
attention : ces espèces sont **mélangées** dans la solution
- indiquer les grandeurs que l'on peut mesurer
qté n (mol), volume d'eau V (L), masse m (g), concentration C (mol/L)
- indiquer pour chacune les unités de mesure
- donner pour chacune une notation
- en déduire une relation entre ces grandeurs

$$C = n / V$$

C = **concentration molaire** en mol/L

n = qté en mol

V = volume d'eau en L

En écriture chimique, la dissociation du sulfate de cuivre II dans l'eau s'écrit :

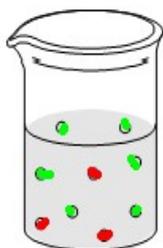
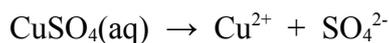
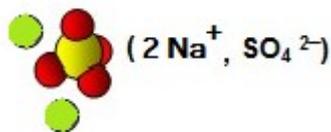


figure 3

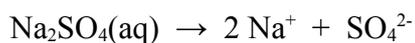
On utilise maintenant du **sulfate de sodium**.



On suppose que le sulfate de sodium a été complètement dissous.

- indiquer le nom des espèces chimiques (eau exceptée) présentes dans la solution.
Rouge = ion sulfate
vert = ion sodium
- colorer les espèces chimiques présentes dans le bécher à l'aide du modèle ci-dessus
- indiquer ce qui a changé par rapport à l'exemple précédent
il y a 2 fois plus de cations dans cet exemple

En déduire l'équation de dissociation du sulfate de sodium dans l'eau.



2. TP n° 2 : Dilution

2.1. Objectif du TP

Préparer une solution de concentration déterminée à partir d'une solution mère.

2.2. Matériel & Produits

- Fiole jaugée 50 mL x2
- Pipette graduée
- poire aspirante
- S1 : Solution mère de sulfate de cuivre, 0,2 mol.L⁻¹
- S2 : Solution mère de sulfate de sodium, 0,1 mol.L⁻¹

2.3. Protocole

- Manipulation :
- Recopier et compléter le tableau ci-dessous en détaillant les calculs.
 - Prélever à l'aide de la pipette graduée le volume V de la solution mère.
 - Verser ce volume V dans une fiole jaugée.
 - Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait.
 - Agiter la fiole.

Solution fille	Concentration sol. fille C'	Volume sol. fille V'	Moles (mol)	Concentration sol. mère C	Volume à prélever V	Facteur de dilution K
S'1	10 ⁻² mol.L ⁻¹	50 mL	$C.V = 10^{-2} \times 50.10^{-3} = 5.10^{-4}$	0,2	2,5 mL	$K = 0,2 / 10^{-2} = 20$
S'2	10 ⁻² mol.L ⁻¹	50 mL	$= 5.10^{-4}$	0,1	5 mL	$K = 0,1 / 10^{-2} = 10$

Données (en g.mol⁻¹) : Zn = 65,4 ; Cu = 63,5 ; Cl = 35,5 ; S = 32,0 ; Na = 23,0 ; O = 16,0 ; H = 1,0

Le facteur de dilution, noté **K**, représente le **rapport des concentrations** molaires de la solution mère par rapport à la solution fille.

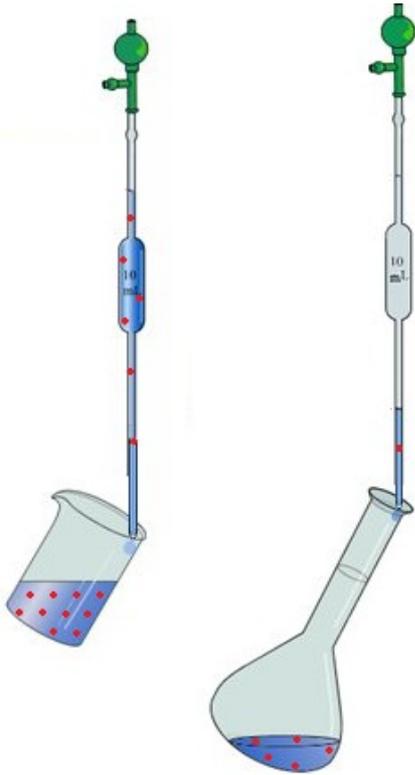
$$K = C_i / C_f$$

K = facteur de dilution

C_i = concentration initiale (mol/L)

C_f = concentration finale (mol/L)

2.4. Modélisation



Prélevons un volume V de sulfate de cuivre II.
Modélisons ci-contre les ions sulfate par des points rouges.

Nous avons une certaine **quantité** d'ions dans la solution que l'on mesure en **moles** que l'on note n et qui est présente dans un **volume** V d'eau.

La quantité de matière n pour un volume V donné s'appelle la **concentration molaire** que l'on note C et qui se mesure en **mol/L**

On en déduit, entre ces 3 grandeurs, la relation (R) : $C = n / V$

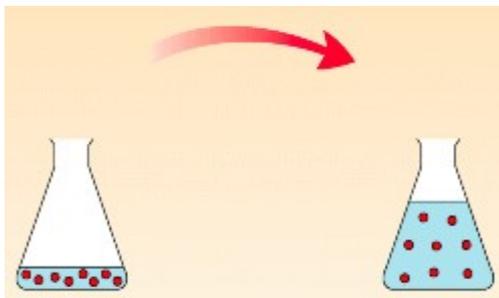
A partir de la relation (R) précédente

Indiquer les grandeurs qui ont changé :

- V
- C

Indiquer les grandeurs qui sont restées **constantes** :

- n



initial

final

d'après (R) :

$$C = n / V$$

$$n = C.V$$

d'après (R) :

$$C' = n / V'$$

$$n = C'.V'$$

Quelle égalité peut on écrire ?

$$C.V = C'.V' \quad (n = \text{cte})$$

C et C' = concentrations molaires (mol/L)

V et V' = volumes (en L)

En déduire le volume V à prélever de la solution mère.

$$S1 : C.V = C'.V'$$

$$0,2 \times V = 0,01 \times 50$$

$$V = 0,01 \times 50 / 0,2 = \mathbf{2,5 \text{ mL}}$$

$$S2 : C.V = C'.V'$$

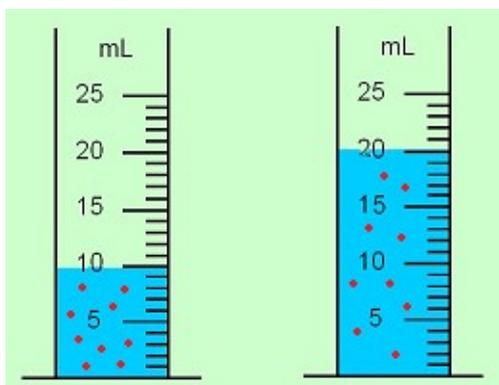
$$0,1 \times V = 0,01 \times 50$$

$$V = 0,01 \times 50 / 0,1 = \mathbf{5 \text{ mL}}$$

Est-il important de connaître le volume de la solution mère ?

Non, car ce qui est important de connaître c'est le volume à prélever et non le volume de la solution mère

Le facteur de dilution



Le volume initial $V = \dots$

Le volume final $V' = \dots$

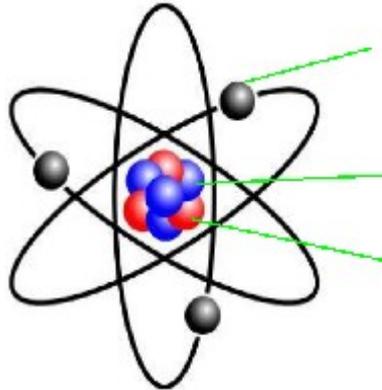
- Quel volume d'eau ΔV a été ajouté ?
- Le volume d'eau a été multiplié par combien ?

Auxquels des deux résultats trouvés précédemment correspond le facteur de dilution ?

préparer pour ce jeudi 25 octobre : contrôle de cours sur le chapitre

2 pts 1. Donner la définition de l'atome.

1,5 pts 2. Compléter le schéma ci-dessous :



2 pts 3. Donner la définition de la molécule.

2 pts 4. Citer la règle de l'octet.

2 pts 5. Donner la définition de la valence.

2 pts 6. Donner la définition de la liaison covalente.

2 pts 7. Donner la définition de la mole.

2 pts 8. Donner la relation entre la quantité de matière et la masse AVEC les unités.

2 pts 9. Donner la relation entre la quantité de matière et le volume gazeux AVEC les unités.

2 pts 10. Donner la formule de la concentration molaire AVEC les unités.

2 pts 11. Donner la formule de la concentration massique AVEC les unités.

1 pt 12. Donner la formule du facteur de dilution.

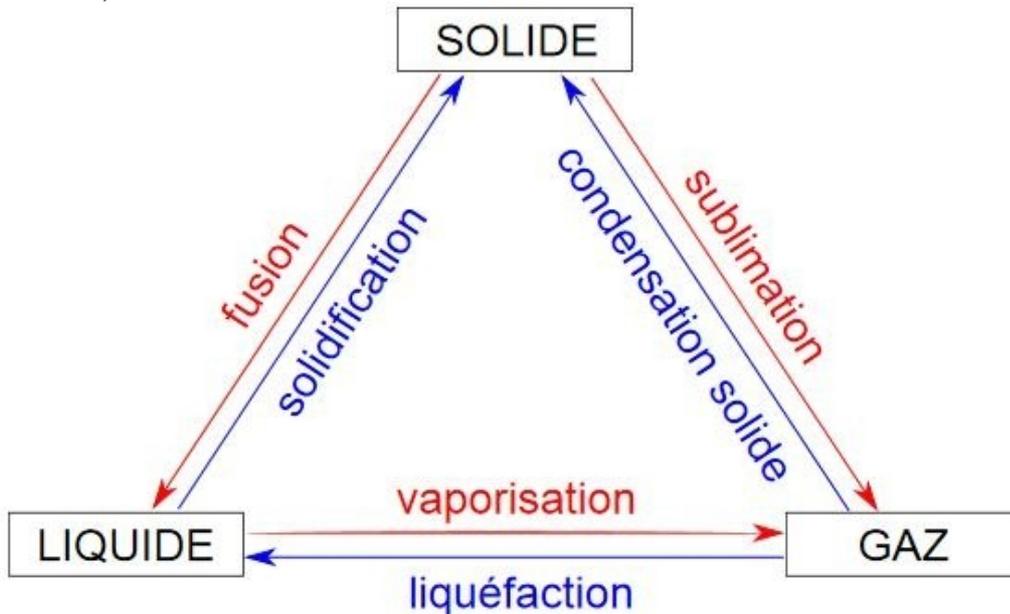
Solutions aqueuses

1. Introduction

On parlera dans ce chapitre de solutions en présence d'eau.

La surface de la Terre est recouverte environ au $\frac{3}{4}$ par de l'eau.

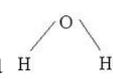
Les conditions particulières sur Terre font que l'on trouve l'eau sous 3 états (on peut passer par tous les états).



remarque : l'eau a eu une importance déterminante sur Terre pour l'évolution de la vie.

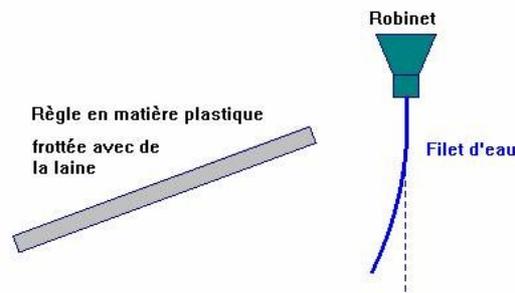
2. la molécule d'eau

La formule brute de l'eau est H₂O.

La formule développée de la molécule d'eau 

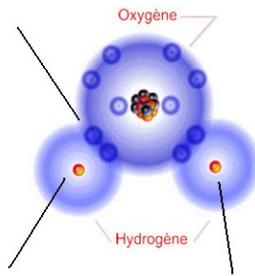
L'eau est une espèce chimique qui possède des propriétés particulières :

- occupe un volume plus important à l'état solide
- est déviée par un phénomène d'électricité statique.



Pour expliquer le 2ème phénomène, il faut se rapporter à la forme de la molécule.

charge localement - de l'électron
notée δ^-

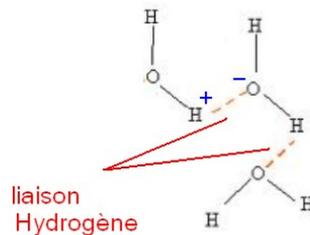


charge + du noyau (proton)
notée δ^+

La molécule d'eau présente un caractère **polaire** (pôle Nord et Sud d'un aimant) avec une petite différence électrostatique entre les atomes H (2 x δ^+) et l'atome d'Oxygène (2 δ^-).

La molécule d'eau s'oriente en fonction des charges électriques.

Dans l'eau, les molécules s'orientent entre elles selon leur **liaison hydrogène**.



Remarque : la liaison hydrogène explique la solubilité des cristaux ioniques dans l'eau (voir modèle du TP#2 dissolution).

3. Les ions

3.1. définition

Un ion est un atome, ou groupement d'atomes, chargé électriquement.

- Les ions chargés + sont appelés cations.
- Les ions chargés - sont appelés anions.

3.2. formation des ions

Pour être stable un atome doit avoir sa dernière couche saturée :

- par liaison covalente (molécules)
- par **liaison ionique** (attraction électrostatique en cations et anions)

à faire : à partir de la feuille des eaux minérales et de sources, compléter le tableau ci-dessous.

CATIONS		ANIONS	
Nom	Formule	Nom	Formule
Calcium	Ca ²⁺		

1. Objectif du TP

Établir une méthodologie pour la reconnaissance des ions en solutions.

2. Matériel & produits

- Tube à essai x 5
- Pipette
- Papier pH
- S_1 : sulfate de potassium ($2 K^+ ; SO_4^{2-}$), 0,1 M
- S_2 : phosphate de sodium ($3 Na^+ ; PO_4^{3-}$), 0,1 M
- S_3 : nitrate d'ammonium ($NH_4^+ ; NO_3^-$), 1 M
- S_4 : chlorure de potassium ($K^+ ; Cl^-$), 0,1 M
- X : solution inconnue, 1 M
- nitrate d'argent ($Ag^+ ; NO_3^-$)
- hydroxyde de sodium ($Na^+ ; OH^-$), 1 M
- chlorure de baryum ($Ba^{2+} ; 2 Cl^-$), 0,1 M
- eau distillée

3. Protocole

- Manipulation :
- Verser 1 mL de la solution S_1 dans un tube à essai.
 - Faire de même pour les solutions S_2 , S_3 , S_4 et X dans des tubes différents.
 - Rajouter quelques gouttes de nitrate d'argent dans chaque tube.
 - Observer et compléter le tableau ci-dessous.

 - Bien Rincer les tubes à essai avec de l'eau distillée.

 - Verser 1 mL de la solution S_1 dans un tube à essai.
 - Faire de même pour les solutions S_2 , S_3 , S_4 et X dans des tubes différents.
 - Rajouter quelques gouttes de chlorure de baryum dans chaque tube.
 - Observer et compléter le tableau ci-dessous.

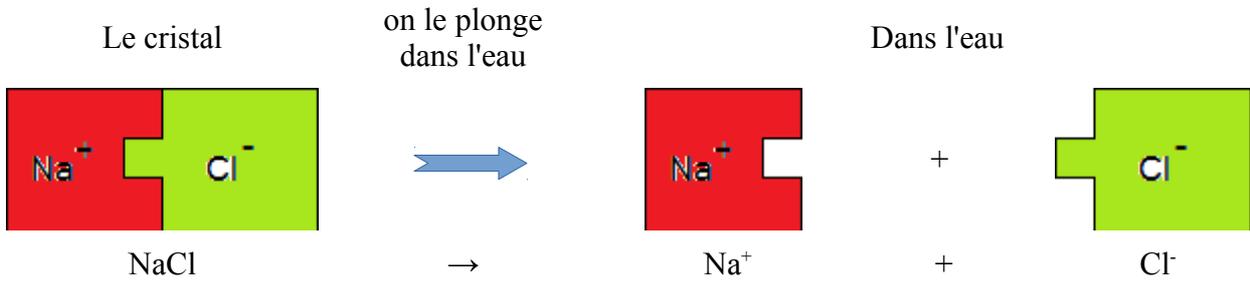
 - Bien Rincer les tubes à essai avec de l'eau distillée.

 - Verser 1 mL de la solution S_1 dans un tube à essai.
 - Faire de même pour les solutions S_2 , S_3 , S_4 et X dans des tubes différents.
 - Rajouter quelques gouttes d'hydroxyde de sodium dans chaque tube.
 - Placer un bout de papier pH imbibé d'eau distillée au dessus de chaque tube à essai.
 - Observer et compléter le tableau ci-dessous.

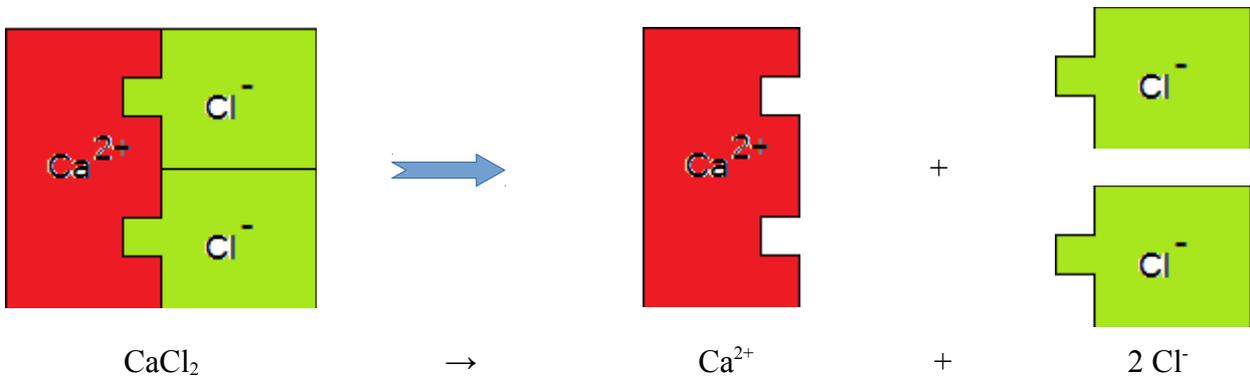
Un cristal ionique est neutre électriquement.

Dans l'eau, il se dissocie (dans le langage courant, on dit qu'il fond) pour donner des ions (sels minéraux).

Ex 1 : Chlorure de sodium

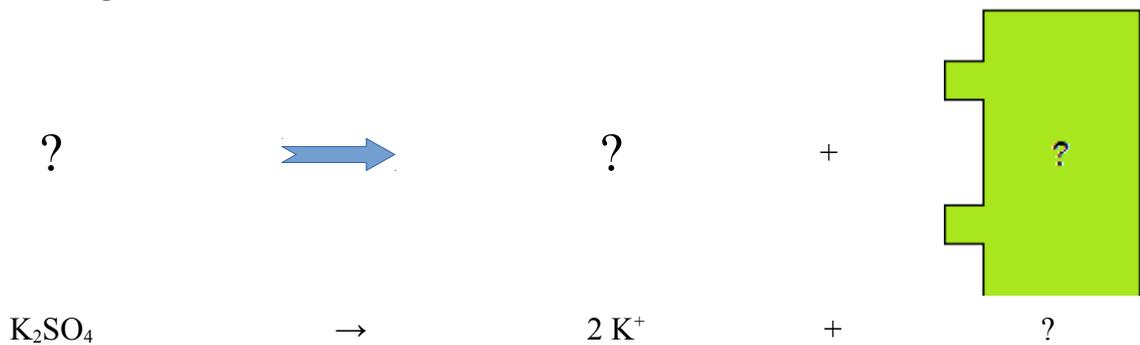


Ex 2 : Chlorure de calcium



Compléter le schéma ci-dessous à partir des exemples précédents.

Ex 3 : Sulfate de potassium



Matériel & produits

- Tube à essai x 5
- Pipette
- Papier pH
- S₁ : sulfate de potassium (2 K⁺ ; SO₄²⁻), 0,1 M
- S₂ : phosphate de sodium (3 Na⁺ ; PO₄³⁻), 0,1 M
- S₃ : nitrate d'ammonium (NH₄⁺ ; NO₃⁻), 1 M
- S₄ : chlorure de potassium (K⁺ ; Cl⁻), 0,1 M
- X : solution inconnue, 1 M
- nitrate d'argent (Ag⁺ ; NO₃⁻)
- hydroxyde de sodium (Na⁺ ; OH⁻), 1 M
- chlorure de baryum (Ba²⁺ ; 2 Cl⁻), 0,1 M
- eau distillée

Recopier et compléter le tableau ci-dessous sur votre feuille de composition :

			S ₁		S ₂		S ₃		S ₄		X	
	CATION	ANION	CATION	ANION	CATION	ANION	CATION	ANION	CATION	ANION	CATION	ANION
	K ⁺	SO ₄ ²⁻	Na ⁺	PO ₄ ³⁻	NH ₄ ⁺	NO ₃ ⁻	K ⁺	Cl ⁻	?	?		
Nitrate d'argent	Ag ⁺	NO ₃ ⁻	Précipité blanc	Précipité jaune	RIEN	Précipité blanc	RIEN					
Chlorure de baryum	Ba ²⁺	Cl ⁻	Précipité blanc	Précipité blanc	RIEN	RIEN	Précipité blanc					
Hydroxyde de sodium	Na ⁺	OH ⁻	RIEN	RIEN	Papier pH vert	RIEN	Papier pH vert					

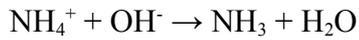
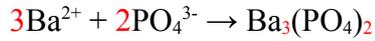
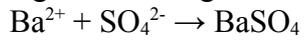
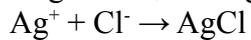
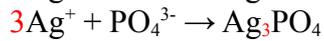
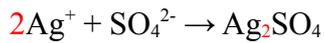
Exploitation

A partir du tableau, en déduire les réactifs qui réagissent avec les ions sulfate, phosphate, ammonium et chlorure.

Un cation (+) réagit avec un anion (-) et inversement

- l'ion sulfate SO₄²⁻ réagit avec l'ion argent Ag⁺
- l'ion phosphate PO₄³⁻ réagit avec l'ion argent Ag⁺
- l'ion chlorure Cl⁻ réagit avec l'ion argent Ag⁺
- l'ion sulfate SO₄²⁻ réagit avec l'ion argent Ba²⁺
- l'ion phosphate PO₄³⁻ réagit avec l'ion argent Ba²⁺
- l'ion ammonium NH₄⁺ réagit avec l'ion argent OH⁻

En vous aidant de la modélisation, donnez les équations de réaction des précipités obtenus au § 5.1.



En déduire les ions présents dans la solution inconnue X.

- X réagit avec Ba^{2+} donc X contient des ions SO_4^{2-} ou PO_4^{3-}
- X réagit avec OH^- donc X contient des ions NH_4^+

Donner le nom et la formule chimique de la solution X.

La solution X est composée :

- $2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$: **sulfate d'ammonium**

ou

- $3\text{NH}_4^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$: **phosphate d'ammonium**

faire : à partir de la feuille des eaux minérales et de sources, compléter le tableau ci-dessous.

CATIONS		ANIONS	
Nom	Formule	Nom	Formule
Calcium	Ca ²⁺	Hydrogène carbonate	HCO ₃ ⁻
Sodium	Na ⁺	carbonate	CO ₃ ²⁻
Magnésium	Mg ²⁺	sulfate	SO ₄ ²⁻
Potassium	K ⁺	chlorure	Cl ⁻
fer II	Fe ²⁺	nitrate	NO ₃ ⁻
fer III	Fe ³⁺	nitrite	NO ₂ ⁻
		fluorure	F ⁻
ammonium	NH ₄ ⁺	hydroxyde	OH ⁻
cuivre I	Cu ⁺		
cuivre II	Cu ²⁺		

Sous forme solide, les ions (cation + anion) s'assemblent pour créer des cristaux ioniques (des sels).

Dans le langage courant :

- le sel : le sel de cuisine (en chimie : un sel, un cristal ionique, le chlorure sodium)
- les minéraux : des ions (en chimie)

exemple d'écriture chimique :



- les charges + et - doivent s'équilibrer
- remarque : on écrit toujours le cation en premier dans l'équation
- le nom du sel et sa formule sont inversés

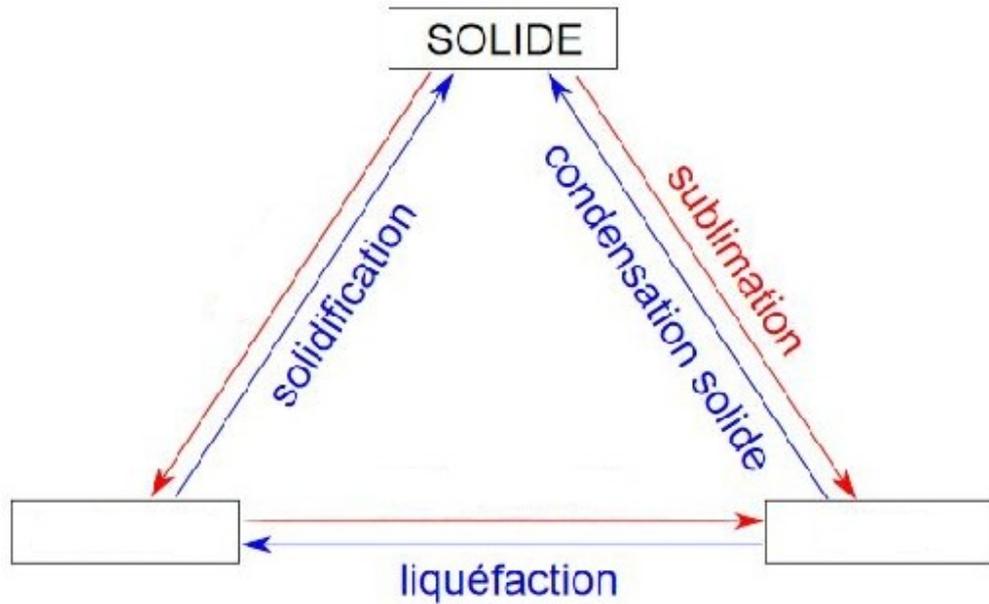
ex2 : donner l'équation de dissolution du chlorure de magnésium (MgCl₂)



A préparer pour lundi : contrôle de cours

2 pts

1. Compléter le schéma ci-dessous :



2 pts

2. Donner la définition d'un ion.

2 pts

3. Donner la définition d'un cation.

2 pts

4. Donner la définition de la liaison ionique.

12 pts

5. Compléter le tableau ci-dessous.

CATIONS		ANIONS	
Nom	Formule	Nom	Formule
...	Ca ²⁺	...	HCO ₃ ⁻
Sodium	...	carbonate	...
...	Mg ²⁺	...	SO ₄ ²⁻
Potassium	...	chlorure	...
...	NH ₄ ⁺	nitrate	...
cuivre II	OH ⁻

ex10p46

Lors de son transit dans le sol et le sous-sol, l'eau dissout des composés ioniques. Sur l'étiquette d'une bouteille d'eau minérale du commerce, on lit les indications suivantes :

ANALYSE	Calcium	Sodium	Chlorure	Sulfate
C en mg.L ⁻¹	11,5	11,6	13,5	8,1

ANALYSE	Nitrate	Magnésium	Potassium
C en mg.L ⁻¹	6,3	8,0	6,2

1. formule des ions

calcium Ca²⁺, sodium Na⁺, chlorure Cl⁻, sulfate SO₄²⁻, nitrate NO₃⁻, magnésium Mg²⁺, potassium K⁺

2. cations (+) : Ca²⁺, Na⁺, Mg²⁺, K⁺

anions (-) : Cl⁻, SO₄²⁻, NO₃⁻

3. C(Ca²⁺) et C(NO₃⁻)

il faut passer de Cm → C

$$C_m = C \cdot M$$

$$C_m / M = C, \text{ donc } C = C_m / M$$

$$C(\text{Ca}^{2+}) = C_m(\text{Ca}^{2+}) / M(\text{Ca}^{2+})$$

$$C(\text{Ca}^{2+}) = 11,5 \text{ mg/L} / M(\text{Ca}), \text{ il faut convertir en g/L}$$

$$C(\text{Ca}^{2+}) = 11,5 \cdot 10^{-3} / 40,1 = 0,29 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$C(\text{NO}_3^-) = C_m(\text{NO}_3^-) / M(\text{NO}_3^-)$$

$$C(\text{NO}_3^-) = 6,3 \text{ mg/L} / (14,0 + 16,0 \times 3)$$

$$C(\text{NO}_3^-) = 6,3 \cdot 10^{-3} / (14,0 + 16,0 \times 3) = 0,000116022 \dots$$

on prend 2 chiffres significatifs après la virgule → on utilise les puissances de 10 (notation scientifique)

$$C(\text{NO}_3^-) = 0,12 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \text{ ou } 1,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

ex : on dispose d'une solution de chlorure de calcium de concentration 0,1 mol/L

1. donner la formule du chlorure (Cl⁻) de calcium (Ca²⁺)

il faut 2 Cl⁻ pour équilibrer Ca²⁺

Ca₂Cl (les 2 atomes de Cl sont indiqués en bas à droite dans la formule)

CaCl₂

2. donner l'équation de dissolution du chlorure de calcium dans l'eau



3. donner les concentrations en cations et anions de la solution

d'après l'équation $C(\text{Ca}^{2+}) = C(\text{CaCl}_2) = 0,1 \text{ mol/L}$

d'après l'équation $C(\text{Cl}^-) = 2 \times C(\text{CaCl}_2) = 0,2 \text{ mol/L}$

A préparer pour jeudi : contrôle

Tous les calculs et les réponses doivent être justifiés.

4 pts 1. Donner la composition des atomes suivants :

- Hydrogène
- Oxygène
- Calcium
- Chlore

2. A partir des atomes de la question 1.

- 2 pts 2.1. Donner leurs répartitions électronique.
2 pts 2.2. Représenter leurs schémas de Lewis.
2 pts 2.3. En déduire leurs valences.

3. Le saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) rentre dans la composition du sucre de table.

- 1 pt 3.1. Calculer la masse molaire du saccharose.
2 pts 3.2. Donner la quantité de matière en saccharose contenu dans un morceau de sucre de masse $m = 10$ g.
2 pts 3.3. Calculer la concentration massique en saccharose d'une solution d'un volume de 500 mL obtenue à partir d'un morceau de sucre de masse $m = 10$ g.

4. On veut réaliser une solution de chlorure de sodium (NaCl) de concentration massique $C_m = 5,85$ g/L dans une fiole de 100 mL.

- 1 pt 4.1. Donner l'équation de dissolution du chlorure de sodium dans l'eau.
2 pts 4.2. Calculer la masse de chlorure de sodium à peser.
2 pts 4.3. Donner la concentration molaire en chlorure de sodium de cette solution.

8 pts 5. Compléter les équations ET donner le nom des composés obtenus :

- $\dots Na^+ + PO_4^{3-} \rightarrow \dots$
- $\dots + SO_4^{2-} \rightarrow CuSO_4$
- $\dots + \dots \rightarrow CaCl_2$
- $\dots NH_4^+ + SO_4^{2-} \rightarrow \dots$

1. Donner la composition des atomes suivants :

- Hydrogène : $A=1, Z=1$
 $\bar{e} = p = Z = 1$ (n° atomique ou nbr de charge)
 $n = A - Z = 1 - 1 = 0$
- Oxygène : $A=16, Z=8$
 $\bar{e} = p = Z = 8$
 $n = A - Z = 16 - 8 = 8$
- Calcium : $A=40, Z=20$
 $\bar{e} = p = Z = 20$
 $n = A - Z = 40 - 20 = 20$
- Chlore : $A=35, Z=17$
 $\bar{e} = p = Z = 17$
 $n = A - Z = 35 - 17 = 18$

2. A partir des atomes de la question 1.

2.1. Donner leurs répartitions électronique.

- H : K1
- O : K2L6
- Ca : K2L8M8N2
- Cl : K2L8M7

2.2. Représenter leurs schémas de Lewis.



2.3. En déduire leurs valences.

- $\text{val(H)} = 1$
- $\text{val(O)} = 2$
- $\text{val(Ca)} = 2$
- $\text{val(Cl)} = 1$

3. Le saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) rentre dans la composition du sucre de table.

3.1. Calculer la masse molaire du saccharose.

$$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 12 M(C) + 22 M(H) + 11 M(O) = 12 \times 12,0 + 22 \times 1,0 + 11 \times 16,0$$
$$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342 \text{ g/mol}$$

3.2. Donner la quantité de matière en saccharose contenu dans un morceau de sucre de masse $m = 10 \text{ g}$.

$$n = m / M = 10 / 342 = 2,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Qté (mol)	Masse (g)
1	342
$n = ?$	10

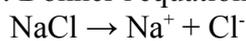
3.3. Calculer la concentration massique en saccharose d'une solution d'un volume de 500 mL obtenue à partir d'un morceau de sucre de masse $m = 10$ g.

$$C_m = \frac{m}{V} = 10 / (500 \cdot 10^{-3}) = 20 \text{ g/L}$$

milli (m) = 10^{-3}

4. On veut réaliser une solution de chlorure de sodium (NaCl) de concentration massique $C_m = 5,85$ g/L dans une fiole de 100 mL.

4.1. Donner l'équation de dissolution du chlorure de sodium dans l'eau.



4.2. Calculer la masse de chlorure de sodium à peser.

$$C_m = \frac{m}{V}$$
$$m = C_m \cdot V = 5,85 \times 100 \cdot 10^{-3} = 0,585 \text{ g} = 585 \text{ mg}$$

4.3. Donner la concentration molaire en chlorure de sodium de cette solution.

$$C_m = C \cdot M$$
$$C = \frac{C_m}{M} = \frac{C_m}{M(\text{NaCl})} = \frac{C_m}{M(\text{Na}) + M(\text{Cl})}$$
$$C = 5,85 / (23,0 + 35,5) = 0,1 \text{ mol/L}$$

5. Compléter les équations ET donner le nom des composés obtenus :

- $3 \text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$: phosphate de sodium
- $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{CuSO}_4$: sulfate de cuivre
- $\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{CaCl}_2$: chlorure de calcium
- $2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$: sulfate d'ammonium

Oxydo-réduction

1. Introduction

Les phénomènes d'oxydo-réduction sont très répandus :

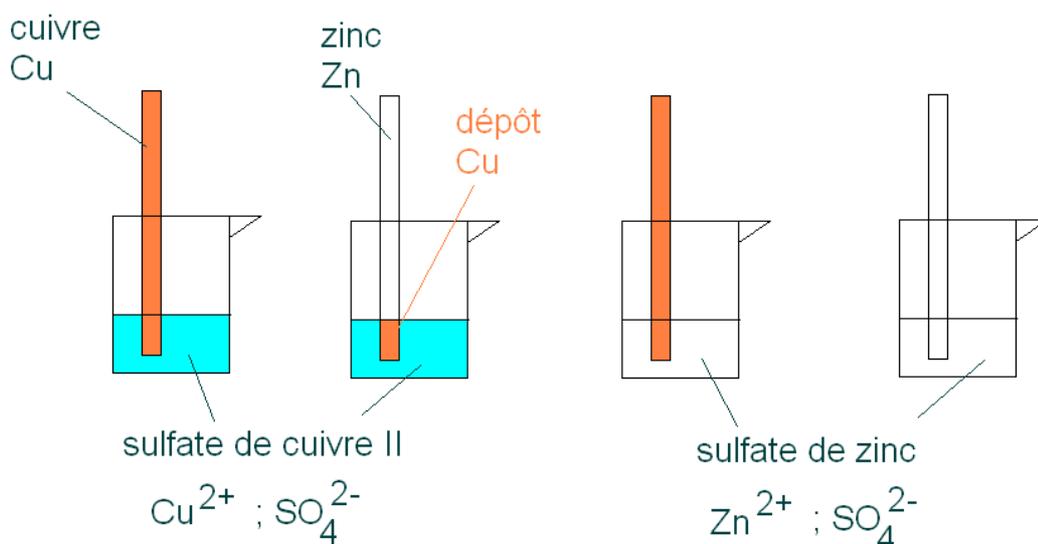
- en biologie : la respiration (un ion Fer ferrique Fe^{3+} fixe l'oxygène au niveau de l'hémoglobine contenue dans les globules rouges).
- En métallurgie, on extrait le fer d'un minerai d'oxyde de fer.

Ces 2 exemples montrent que l'oxydo-réduction fonctionne dans les 2 sens :

- oxydation dans le 1er cas
- réduction dans le 2ème cas

2. Expérience

On prend 2 métaux (cuivre et zinc) et on les plonge dans leur solution ionique associée (on met l'atome en présence de son ion).



Observation :

- il y a réaction uniquement pour le zinc plongé dans le sulfate de cuivre.
- Il y a un dépôt de Cu sur la lame de Zn

Exploitation :

L'ion Cu^{2+} se transforme en métal Cu : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Lavoisier (https://fr.wikipedia.org/wiki/Antoine_Lavoisier) nous impose que l'ion Cu^{2+} doit capter 2 électrons.

D'où proviennent ces 2 électrons ?

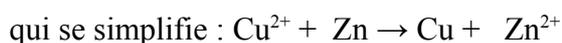
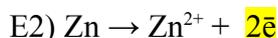
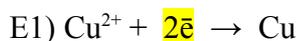
En touchant la plaque de Zn, la surface est légèrement rugueuse : le métal Zn s'est transformé en ion Zn^{2+} (la plaque de métal est rongée).



conclusion : L'ion Cu^{2+} arrache les \bar{e} du Zn.

Remarque : le sulfate n'intervient pas dans la réaction chimique, cet ion est spectateur.

D'un point de vue global :



conclusion : il y a eu un échange d'électrons entre Cu^{2+} et Zn.

Une oxydoréduction est un échange d' \bar{e} entre 2 espèces chimiques.

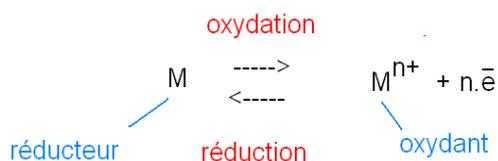
3. Définitions

Une oxydation est une réaction chimique au cours de laquelle une espèce perd un ou plusieurs \bar{e} .

Une réduction est une réaction chimique au cours de laquelle une espèce gagne un ou plusieurs \bar{e} .

Un oxydant est une espèce chimique qui capte un ou plusieurs \bar{e} .

Un réducteur est une espèce chimique qui perd un ou plusieurs \bar{e} .



- un réducteur est oxydé en oxydant
- un oxydant est réduit en réducteur

4. Notion de couples

Dans l'expérience réalisée, l'équation d'oxydo-réduction s'écrit :



on définit alors des couples oxydant/réducteur :

- $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$
- $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$

à faire : ex 23 p270

lundi 29 avril 2013

correction ex 23 p270

Un clou en fer trempé dans une solution de chlorure d'étain $\text{Sn}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$ se recouvre de fines aiguilles d'étain. Dans le même temps, le fer passe en solution sous forme d'ions fer II.

23.1. Donner les deux couples oxydant / réducteur en présence.

23.2. Écrire les équations des demi-réactions qui leur correspondent.

Préciser pour chacune d'elles s'il s'agit de l'oxydation ou de la réduction.

23.3. En déduire l'équation chimique de la réaction.

23.1 couples

- $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$
- $\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$

23.2 demi équations

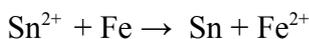
énoncé : le fer (Fe) passe (\rightarrow) sous forme ionique Fe^{2+}

E1) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$, oxydation

énoncé : dépôt d'étain, l'ion (Sn^{2+}) se transforme (\rightarrow) en métal (Sn)

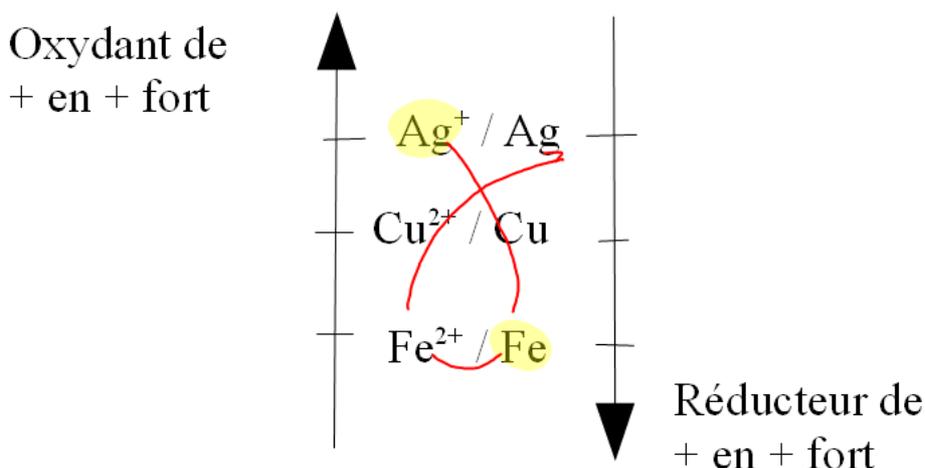
E2) $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$, réduction

23.3 redox (oxydation + réduction)



Remarque : d'après l'expérience de l'introduction, la réaction naturelle d'oxydoréduction ne se fait que dans un sens. Il y a donc des oxydants plus forts que d'autres. On classe les couples par pouvoir oxydant de + en + fort (tableau p244).

Exemple : on dispose de 3 couples du tableau p 244



POTENTIELS STANDARDS D'OXYDOREDUCTION À 298 K

OXYDANT	COUPLE	REDUCTEUR	E° EN V
fluor	F_2 / F^-	ion fluorure	2,87
eau oxygénée	H_2O_2 / H_2O	eau	1,76
acide hypochloreux	$HClO / Cl_2$	dichlore	1,62
ion permanganate	MnO_4^- / Mn^{2+}	ion manganèse II	1,51
ion or	Au^{3+} / Au	or	1,50
dichlore	Cl_2 / Cl^-	ion chlorure	1,36
ion dichromate	$Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$	ion chrome III	1,33
dioxygène	O_2 / H_2O	eau	1,23
dibrome	Br_2 / Br^-	ion bromure	1,08
ion nitrate	$NO_3^- / NO(g)$	monoxyde d'azote	0,96
ion mercure II	Hg^{2+} / Hg	mercure	0,85
ion nitrate	NO_3^- / NO_2^-	ion nitrite	0,84
ion argent	Ag^+ / Ag	argent	0,80
ion fer III	Fe^{3+} / Fe^{2+}	ion fer II	0,77
dioxygène	O_2 / H_2O_2	eau oxygénée	0,68
diode	I_2 / I^-	ion iodure	0,62
ion cuivre II	Cu^{2+} / Cu	cuiure	0,34
éthanal	CH_3CHO / CH_3CH_2OH	éthanol	0,19
ion sulfate	SO_4^{2-} / SO_2	dioxyde de soufre	0,17
ion tétrathionate	$S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$	ion thiosulfate	0,08
acide éthanoïque	CH_3COOH / CH_3CH_2OH	éthanol	0,03
ion hydronium	H_3O^+ / H_2	dihydrogène	0,00
acide éthanoïque	CH_3COOH / CH_3CHO	éthanal	- 0,12
ion plomb II	Pb^{2+} / Pb	plomb	- 0,13
ion étain	Sn^{2+} / Sn	étain	- 0,14
ion nickel	Ni^{2+} / Ni	nickel	- 0,23
ion fer II	Fe^{2+} / Fe	fer	- 0,44
dioxyde de carbone	$CO_2 / C_2O_4H_2$	acide oxalique	- 0,49
ion zinc	Zn^{2+} / Zn	zinc	- 0,76
ion aluminium	Al^{3+} / Al	aluminium	- 1,66
ion magnésium	Mg^{2+} / Mg	magnésium	- 2,37
ion sodium	Na^+ / Na	sodium	- 2,71
ion potassium	K^+ / K	potassium	- 2,92

oxydants de plus en plus forts

réducteurs de plus en plus forts

1. Objectif du TP

Mettre en évidence le principe de constitution d'une pile électrique

2. Matériel & Produits

- 5x Bécher 50 mL
- Voltmètre
- Ampèremètre
- Laine de fer
- lames de cuivre, zinc, fer et aluminium
- solution de sulfate de cuivre II (CuSO_4), 0,2 M
- solution de sulfate de Zinc (ZnSO_4), 0,2 M
- sulfate de Fer II (FeSO_4), 0,2 M
- solution de sulfate d'aluminium ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$), 0,2 M
- papier buvard imbibé d'une solution concentrée en sel (NaCl)

3. Protocole

Manipulation :

- Verser chaque solution ionique dans un bécher différent.
- Décaper les lames avec de la laine de fer
- Placer chaque lame de métal dans sa solution ionique.
- Relier ensemble 2 béchers à l'aide du papier buvard (ce dernier doit tremper dans chacune des 2 solutions ionique)
- Relever la tension et l'intensité électrique entre les lames de métal des 2 béchers
- Recommencer avec tous les autres béchers pour compléter le tableau ci-dessous en indiquant la tension électrique de chaque couple.
↳ Attention au repérage de la borne + du voltmètre pour un métal donné.

Recopier et compléter le tableau ci-dessous :

(+) →	Cu	Zn	Fe	Al
Cu				
Zn				
Fe				
Al				

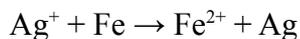
4. Exploitation

- Indiquer à quoi sert le pont salin constitué par le papier buvard.
- Faire un schéma en indiquant la circulation des électrons.
- En déduire le principe de fonctionnement d'une pile électrique.
- Indiquer sur le schéma précédent l'anode et la cathode.
- Indiquer sur le schéma sur quelles bornes de la pile s'effectuent l'oxydation et la réduction.
- Donner une méthode simple qui permet de classer les couples Redox de chaque métaux.

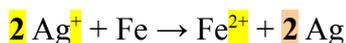
Lundi 6 mai 2013

L'oxydant le + fort (ion Ag^+) réagit avec le réducteur le + fort (Fe) selon la règle du gamma (γ).

Cette règle nous donne directement l'équation naturelle d'oxydoréduction :

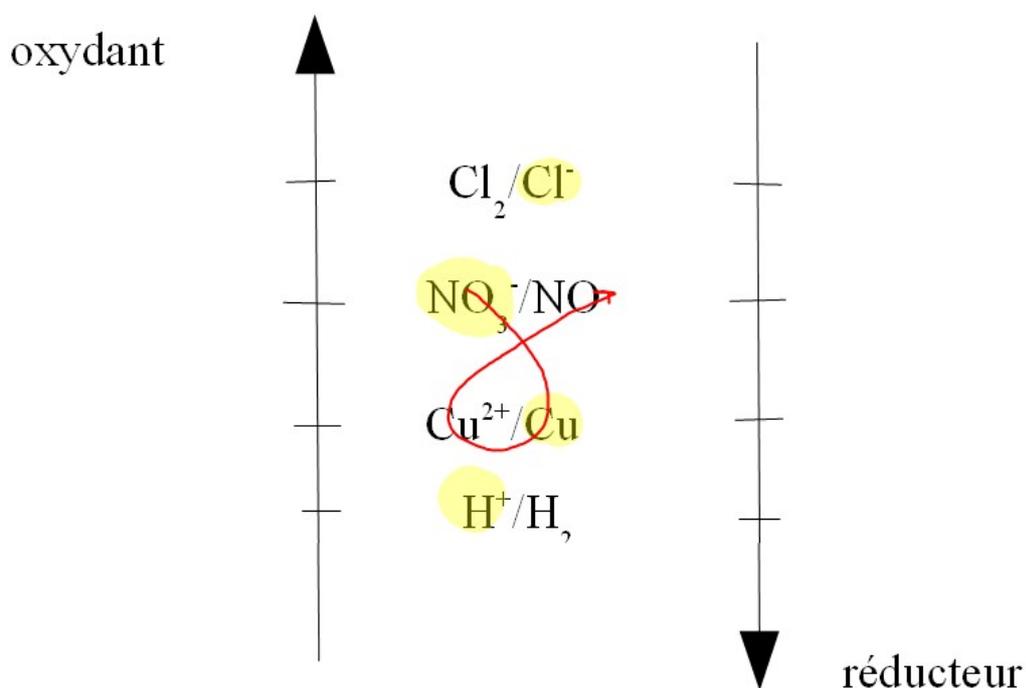


à équilibrer : en charges électriques, puis en matière



Ex : expliquez pourquoi le cuivre (Cu) est attaqué par l'acide nitrique HNO_3 (H^+ ; NO_3^-) mais pas par l'acide chlorhydrique HCl (H^+ ; Cl^-).

Méthode : classer les couples oxydants/réducteur puis appliquer la règle du γ (voir tableau p 244).



On surligne les espèces chimiques présentes.

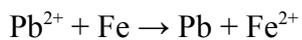
On applique la règle du γ à ces espèces.

On en déduit que l'ion nitrate est le seul à pouvoir réagir avec le Cu (l'ion chlorure n'est pas oxydant et l'ion H^+ n'est pas assez « fort »).

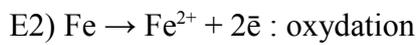
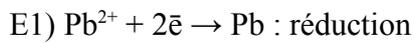
Remarque : l'ion H^+ (oxydant) ne peut réagir qu'avec des couples situés en dessous de lui dans le tableau (ex : Fe^{2+}/Fe).

A faire :

Ex2 : l'équation naturelle entre l'ion Pb^{2+} et le fer s'écrit :



1. Donner les $\frac{1}{2}$ équations en précisant la réduction et l'oxydation



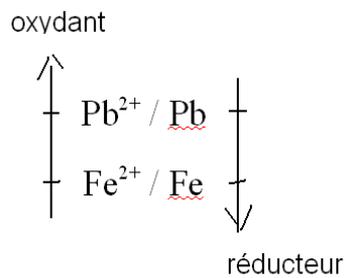
2. Donner et classer les couples

rappel : les éléments qui gagnent des \bar{e} sont des oxydants

donc $\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$

et $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$

D'après l'équation, c'est Pb^{2+} qui réagit et non Fe^{2+} : Pb^{2+} est l'oxydant le + fort.



1. Objectif du TP

Dosage du diiode dans un antiseptique du commerce.

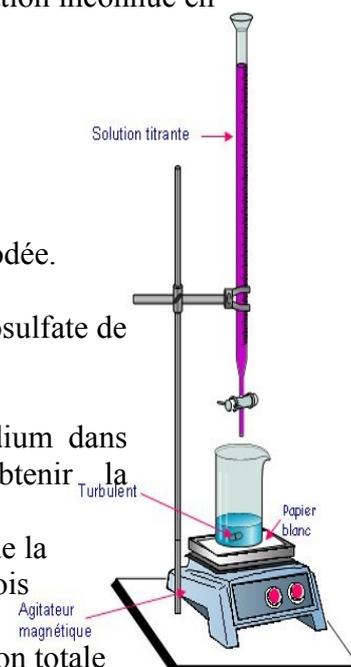
2. Matériel & Produits

- Burette graduée
- Erlenmeyer 50 mL
- Pipette jaugée 10 mL
- Bécher 50 mL x2
- Solution de thiosulfate de sodium à 0,1 M, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
- Alcool iodé de concentration inconnue en diiode (I_2)
- Empois d'amidon

3. Protocole

Manipulation :

- Prélever à la pipette jaugée 10 mL de solution iodée.
- Verser ce volume dans l'erenmeyer.
- Remplir la burette graduée de la solution de thiosulfate de sodium à l'aide d'un bécher.
- Ajuster au zéro.
- Faire couler la solution de thiosulfate de sodium dans l'erenmeyer **tout en agitant** jusqu'à obtenir la décoloration de la solution iodée.
- Au moment du passage à une teinte jaune pâle de la solution iodée, rajouter quelques gouttes d'empois d'amidon.
- Relever le volume V_{th} lors du virage (décoloration totale de solution iodée)

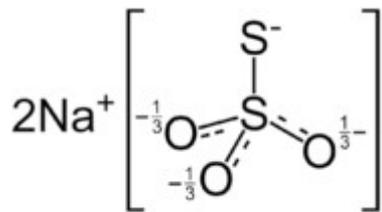


4. Exploitation

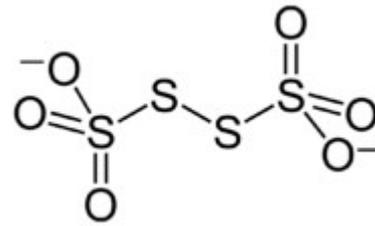
Le virage est obtenu à l'**équivalence**.

Les réactifs titrants et titrés ont réagi dans les proportions stœchiométriques correspondant à la réaction d'oxydo-réduction.

- écrire l'équation de dissolution du thiosulfate de sodium dans l'eau.
- sachant que l'ion thiosulfate est oxydé en ion tétrathionate ($\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$) et que le diiode est réduit en iodure, écrire les demi équations d'oxydoréduction.
- en déduire l'équation naturelle d'oxydo-réduction.
- donner les couples redox correspondant et les classer selon leur potentiel redox.
- écrire en formulation chimique la phrase « Les réactifs titrants et titrés ont réagi dans les proportions stœchiométriques correspondant à la réaction d'oxydo-réduction. ».
- en déduire la concentration molaire en iodure contenu dans la solution iodée.
- calculer la masse de diiode utilisée pour fabriquer une solution de 100 mL d'alcool iodé.



Thiosulfate de sodium
appelé anciennement **hyposulfite de sodium**



Ion tétrathionate

Lors de la [Première Guerre mondiale](#), des compresses ou *capuches* de tissus imbibés de ce produit ont servi à neutraliser les premiers gaz de combat, dont le chlore.

1. Objectif du TP

Dosage du diiode dans un antiseptique du commerce.

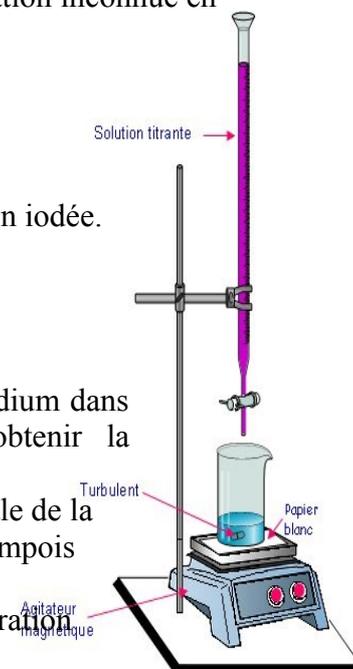
2. Matériel & Produits

- Burette graduée
- Erlenmeyer 50 mL
- Pipette jaugée 10 mL
- Bécher 50 mL x2
- Solution de thiosulfate de sodium à 0,1 M, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
- Alcool iodé de concentration inconnue en diiode (I_2)
- Empois d'amidon

3. Protocole

Manipulation :

- Prélever à la pipette jaugée 10 mL de solution iodée.
- Verser ce volume dans l'erenmeyer.
- Remplir la burette graduée de la solution de thiosulfate de sodium à l'aide d'un bécher.
- Ajuster au zéro.
- Faire couler la solution de thiosulfate de sodium dans l'erenmeyer **tout en agitant** jusqu'à obtenir la décoloration de la solution iodée.
- Au moment du passage à une teinte jaune pâle de la solution iodée, rajouter quelques gouttes d'empois d'amidon.
- Relever le volume V_{th} lors du virage (décoloration totale de solution iodée)



4. Exploitation

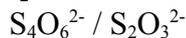
Le virage est obtenu à l'**équivalence**.

Les réactifs titrants et titrés ont réagi dans les proportions stœchiométriques correspondant à la réaction d'oxydo-réduction.

- écrire l'équation de dissolution du thiosulfate de sodium dans l'eau.
 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{eau} \rightarrow 2 \text{ ion sodium} + \text{ion thiosulfate } ()$
 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow 2 \text{ Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
- sachant que l'ion thiosulfate est oxydé en ion tétrathionate ($\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$) et que le diiode est réduit en iodure, écrire les demi équations d'oxydoréduction.
ion thiosulfate \rightarrow ion tétrathionate $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ à équilibrer en masse et en charges (électron)
diiode (I_2) \rightarrow iodure I^- à équilibrer en masse et en charges (électron)
E1) $2 \text{ S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{ e}^-$ (oxydation)
E2) $\text{I}_2 + 2 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ I}^-$ (réduction)
- en déduire l'équation naturelle d'oxydo-réduction.
 $2 \text{ S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_2 + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{ e}^- + 2 \text{ I}^-$
 $2 \text{ S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_2 \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{ I}^-$
- donner les couples redox correspondant et les classer selon leur potentiel redox.

Règle du γ : oxydant le + fort réagit avec réducteur le + fort
où est l'oxydant le plus fort ?

Voir $\frac{1}{2}$ équation de la réduction : oxydant réduit en réducteur $\rightarrow E2$)



- écrire en formulation chimique la phrase « Les réactifs titrants et titrés ont réagi dans les proportions stoechiométriques correspondant à la réaction d'oxydo-réduction. ».

en chimie la qté se mesure en mol

qté(titrant) = qté(titré)

$n(\text{titrant}) = n(\text{titré})$

or $C = n / V$

donc $n = C.V$

- en déduire la **concentration molaire** en iodure contenu dans la solution iodée.

$C = n / V$

$n = C.V$

$n(\text{titrant}) = n(\text{titré})$

$C(\text{titrant}).V(\text{titrant}) = C(\text{titré}).V(\text{titré})$

$$C_1.V_1 = C_2.V_2$$

$C_1 = 0,1 \text{ mol/L (sol. titrant)}$

$V_1 = 10 \text{ mL (versé)}$

$V_2 = 10 \text{ mL (prélevé)}$

$0,1 \times 10 = C_2 \times 10$

$C_2 = 0,1 \times 10 / 10 = 0,1 \text{ mol/L (mol.L}^{-1}\text{)}$

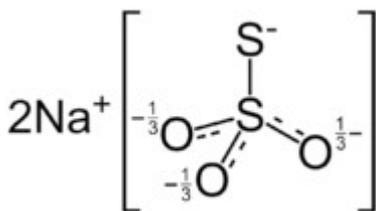
- calculer la masse de diiode utilisée pour fabriquer une solution de 100 mL d'alcool iodé.

Il faut calculer au préalable la concentration massique C_m .

$C_m = C.M$

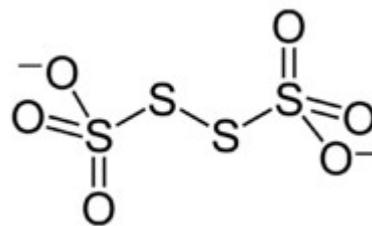
$C_m = C_2.M(I_2) = 0,1 \times 2 \times M(I) = 0,1 \times 2 \times 126,9 = 25,38 = 25,4 \text{ g/L}$

pour 100 mL, on a une masse $m = 25,4 / 10 = 2,54 \text{ g}$



Thiosulfate de sodium

appelé anciennement **hyposulfite de sodium**



Ion tétrathionate

Lors de la [Première Guerre mondiale](#), des compresses ou *capuches* de tissus imbibés de ce produit ont servi à neutraliser les premiers gaz de combat, dont le chlore.

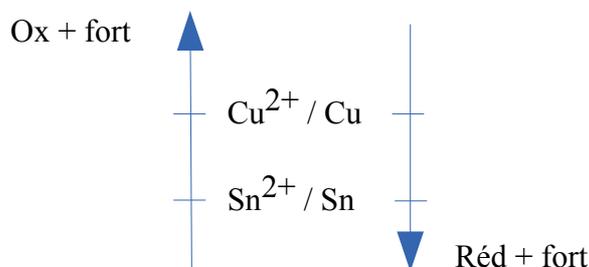
5. Constitution d'une pile

On utilise 2 métaux que l'on fait tremper dans leur sol. ioniques associées.

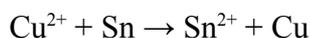
L'ensemble est relié par un papier buvard humidifié (pont salin).

	<p>On observe une tension aux bornes du voltmètre d'environ 0,5 V.</p> <p>Le pont salin sert à fermer le circuit électrique.</p> <p>Dans le pont salin et la sol. Circulent les ions.</p> <p>Dans les métaux ce sont les \bar{e}.</p>
--	----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

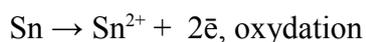
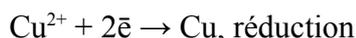
Classons les couples en présences et appliquons le règle du γ .



1. en déduire l'équation naturelle



2. donner les $\frac{1}{2}$ équations en précisant l'oxydation et la réduction



3. indiquer ce que l'on doit observer sur les métaux

- on observe un dépôt de Cu sur la lame de Cu

- la lame d'étain s'oxyde (elle diminue)

4. indiquer sur le schéma le sens de circulation des \bar{e} .

Les \bar{e} se déplacent de la lame de Sn \rightarrow la lame de Cu (par le fil électrique)

5. En déduire la borne + et la borne - de cette pile.

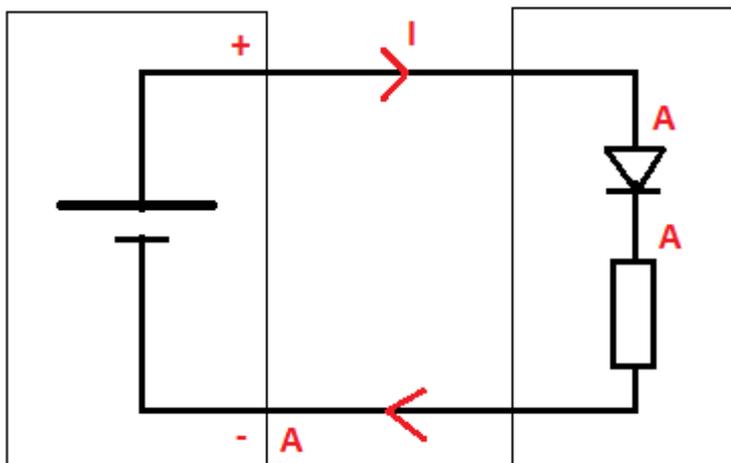
Le SC du courant est le sens inverse des \bar{e} :

- la **borne +** est la lame de Cu (**cathode**), lieu de la **réduction**
- la **borne -** est la lame de Sn (**anode**), lieu de l'**oxydation**

Par définition, l'anode est la borne du dipôle par lequel rentre le courant conventionnel.

générateur

récepteurs



Pour les récepteurs, l'anode est la borne +

Pour les générateurs, l'anode est la borne -

La tension mesurée dépend du pouvoir oxydant/réducteur des couples.

Plus le pouvoir oxydant d'un couple et le pouvoir réducteur d'un autre couple seront importants et plus la circulation d' e^- sera importante (et donc la tension) ; d'où le classement de ces couples dans le tableau p244.

On définit un couple de référence qui possède une tension de référence définie à 0V : c'est le couple H_3O^+/H_2 (pile à hydrogène). Toutes les tensions des autres couples sont données par rapport à ce couple de référence.

Ex : pile cuivre/argent

À faire ex 38 p 277

jeudi 30 mai 2013

correction ex 38 p 277

Détermination de la teneur en soufre d'un gas-oil

Position du problème

La législation impose que dans un gas-oil la teneur massique en soufre soit au maximum de 0,3 %. On se propose de déterminer la teneur en soufre d'un gas-oil afin de vérifier si celui-ci est conforme à la législation.

Traitement préalable

On traite une masse $m = 100,0$ g de gas-oil de telle sorte que tout le soufre contenu dans cet échantillon soit transformé en dioxyde de soufre SO_2 .

On fait barboter ce gaz dans l'eau de manière à obtenir, après dissolution complète, 500,0 mL, d'une solution S de concentration C en dioxyde de soufre.

Dosage

On prélève un volume $V = 10,0$ mL, de la solution S. On verse cet échantillon dans un erlenmeyer et on ajoute 1 mL, d'une solution concentrée d'acide sulfurique.

On remplit une burette graduée avec une solution de permanganate de potassium de concentration $C' = 5,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L. On effectue le dosage.

L'équivalence est obtenue pour un volume de solution de permanganate de potassium versé $V' = 12,5$ mL.

38.1. Écrire l'équation de formation du dioxyde de soufre gazeux lors du traitement préalable du gas-oil.

38.2. Faire un schéma légendé du dispositif de dosage du dioxyde de soufre par le permanganate de potassium.

38.3. Reproduire et compléter les équations de demi-réactions des couples oxydant / réducteur en présence lors du dosage.

38.4. En déduire l'équation de la réaction de dosage.

38.5. Montrer que la concentration molaire C de la solution en dioxyde de soufre est telle qu'à

l'équivalence on a la relation :
$$C = \frac{5 \cdot C' \cdot V'}{2 \cdot V}$$

Calculer C.

38.6. Déterminer la quantité de matière de soufre contenue dans les 500,0 mL de la solution S.

38.7. En déduire la teneur massique en soufre dans la masse $m = 100,0$ g de ce gas-oil et conclure.

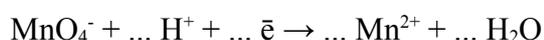
Données valables pour tout le problème :

Potentiels standard d'oxydoréduction

$$E^\circ(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_2) = 0,17 \text{ V}$$

Équations "non-équilibrées" des demi-réactions





Masse molaire atomique du soufre $M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$.

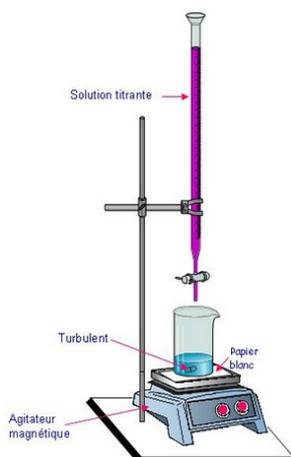
$V = 10,0 \text{ mL}$ (prélevé)

$V' = 12,5 \text{ mL}$ (versé)

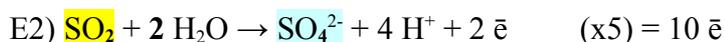
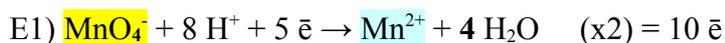
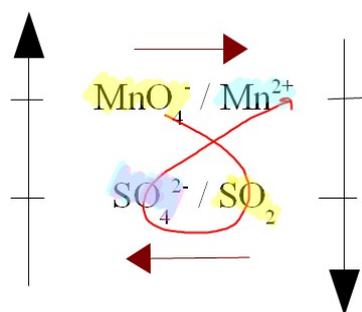
$C' = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ (donné)

38.1. $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$

38.2. schéma



38.3. potentiels standard : on classe les couples



38.4. $E = 2 E1 + 5 E2$



38.5. $n(\text{titrant}) = n(\text{titré})$

$$\frac{1}{2} n(\text{MnO}_4^-) = \frac{1}{5} n(\text{SO}_4^{2-})$$

or $n = C \cdot V$

$$\frac{C' \cdot V'}{2} = \frac{C \cdot V}{5}$$

$$C = \frac{5 \cdot C' \cdot V'}{2 \cdot V} = \frac{5 \times 5,0 \cdot 10^{-3} \times 12,5}{2 \times 10,0} = 15,625 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$38.6. \quad n = C \cdot V = 1,6 \cdot 10^{-2} \times 0,5 = 0,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

remarque : 500 mL = 0,5 L

$$38.7. \quad m = n \cdot M = 0,8 \cdot 10^{-2} \times 32 = 0,256 \text{ g} = 0,3 \text{ g soit } < 3 \% (2,56\%)$$

ex 25 p270

L'eau de chlore est obtenue en dissolvant du dichlore dans l'eau.

25.1. Écrire les équations des demi-réactions correspondant aux couples impliqués : $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$ et $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$.

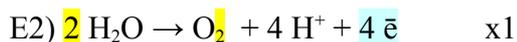
25.2. Après examen des potentiels standard, écrire l'équation de la réaction qui devrait se produire.

N.E. En fait cette réaction est extrêmement lente.

25.1. les couples

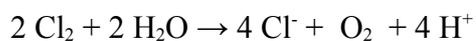
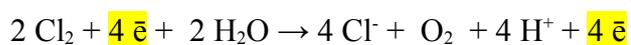
$\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$

$\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$



25.2. équation finale : échange \bar{e} équilibré

$$E = 2 \text{ E1} + \text{E2}$$



1. Exercice 1

Un clou en fer est trempé dans une solution de chlorure d'étain (Sn^{2+} ; 2Cl^-) se recouvre de fines aiguilles d'étain. Dans le même temps, le fer passe en solution sous forme d'ions fer II.

- 2 pts 1.1. Donner les couples oxydant/réducteur en présence.
2 pts 1.2. Écrire les équations des demi réactions qui leur correspondent.
1 pt 1.3. En déduire l'équation chimique de la réaction

2. dosage (sujet bac techno 2005)

On veut déterminer la teneur en fer d'un produit anti mousse liquide du commerce. Ce produit est constitué essentiellement de sulfate de fer II (Fe^{2+} ; SO_4^{2-}).

On prélève un volume $V_0 = 20,0 \text{ mL}$ de la solution S_0 .

On dose le prélèvement de S_0 de concentration molaire C_0 par une solution S_1 de permanganate de potassium (K^+ ; MnO_4^-) de concentration $C_1 = 0,020 \text{ mol/L}$.

Il faut verser un volume $V_1 = 14,0 \text{ mL}$ de S_1 pour obtenir l'équivalence.

- 2 pts 2.1. Représenter un schéma légendé du dispositif expérimental du dosage.
2 pts 2.2. Reproduire et compléter les équations des demi réactions du dosage.
1 pt 2.3. En déduire l'équation chimique de la réaction du dosage.
1 pt 2.4. Définir le terme « équivalence ».
1 pt 2.5. Préciser comment on repère expérimentalement l'obtention de l'équivalence.
1 pt 2.6. Montrer qu'à l'équivalence, les grandeurs C_0 , C_1 , V_0 , V_1 sont liées par la relation :
$$C_0 \cdot V_0 = 5 C_1 \cdot V_1$$

1 pt 2.7. Calculer la concentration molaire C_0 de la solution S_0 .
1 pt 2.8. Calculer la concentration massique C_m de la solution S_0 en ions Fer II.
1 pt 2.9. En déduire la masse en fer contenue dans le volume $V_0 = 20,0 \text{ mL}$ de la solution S_0 .

Données :

Potentiels standard $E^\circ(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$

$E^\circ(\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$

Demi-réactions $\text{MnO}_4^- + \dots \text{H}^+ + \dots \bar{e} \rightarrow \dots \text{Mn}^{2+} + \dots \text{H}_2\text{O}$

$\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \bar{e}$

Masse molaire atomique de fer $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$

3. pile cuivre / zinc

On réalise en laboratoire une pile cuivre / zinc.

- 2 pts 3.1. Représenter un schéma légendé du dispositif expérimental.
1 pt 3.2. Donner l'équation naturelle d'oxydoréduction.
2 pts 3.3. Indiquer ce que l'on doit observer sur les plaques métalliques.
1 pt 3.4. Indiquer sur le schéma le sens de circulation des électrons.
1 pt 3.5. En déduire la plaque métallique qui correspond à l'anode de cette pile.
1 pt 3.6. Calculer la tension délivrée par cette pile.

Données :

Potentiels standard $E^\circ(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$

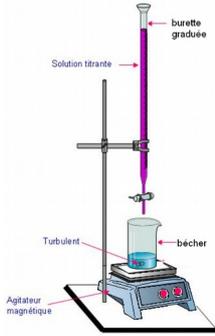
$E^\circ(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$

1. Exercice 1

- 1.1. couples
 Sn^{2+}/Sn
 Fe^{2+}/Fe
- 1.2. E1) $\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Sn}$
E2) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\bar{e}$
- 1.3. $\text{Sn}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Sn} + \text{Fe}^{2+}$

2. dosage (sujet bac techno 2005)

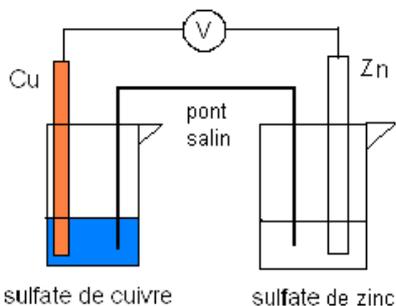
2.1. schéma



- 2.2. $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ (x1)
 $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \bar{e}$ (x5)
- 2.3. $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} + 5\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} + 5\text{Fe}^{3+} + 5\bar{e}$
 $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} + 5\text{Fe}^{3+}$
- 2.4. le titrant et le titré ont réagi dans les mêmes qtés
- 2.5. changement de couleur
- 2.6. $n(\text{MnO}_4^-) = 1/5 n(\text{Fe}^{3+})$
 $C_1 \cdot V_1 = 1/5 C_0 \cdot V_0$
 $C_0 \cdot V_0 = 5 C_1 \cdot V_1$
- 2.7. $C_0 = 5 \frac{C_1 \cdot V_1}{V_0} = 5 \times \frac{0,020 \times 14,0}{20,0} = 0,70 \text{ mol/L}$
- 2.8. $C_m = C_0 \cdot M(\text{Fe}^{2+}) = 0,7 \times 55,8 = 39,06 \text{ g/L}$
- 2.9. $m = C_m \cdot 20/1000 = 39,06 \times 0,02 = 0,7812 = 0,78 \text{ g}$

3. pile cuivre / zinc

3.1. schéma

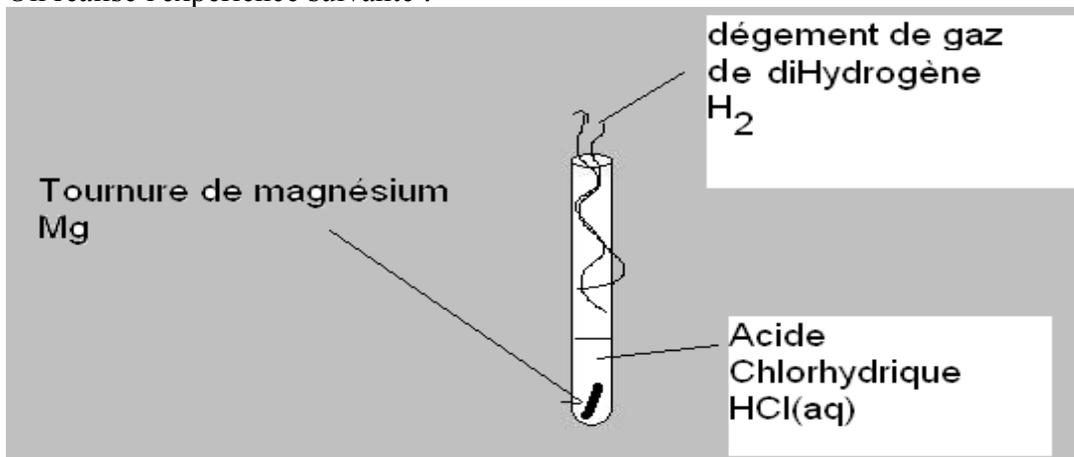


- 3.2. $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$
- 3.3. cuivre : dépôt de Cu
zinc : perte de matière
- 3.4. schéma : borne - vers borne +
- 3.5. anode : borne + (Cu)
- 3.6. $E^\circ = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$

SOLUTIONS ACIDO-BASIQUES

1. Introduction

On réalise l'expérience suivante :



On remarque que le gaz provient de la libération d'Hydrogène par l'acide.

2. Définition

Selon la théorie du chimiste Danois **Brønsted** :

Un **acide** est une espèce chimique qui **libère** des ions H⁺.

A l'inverse,

Une **base** est une espèce chimique qui **capte** des ions H⁺.

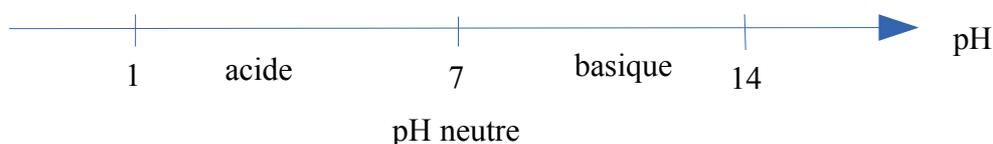
Pour en savoir plus : <http://fr.wikipedia.org/wiki/Br%C3%B8nsted>

3. Notion de pH

Le pH (potentiel Hydrogène) mesure la qté d'ions H⁺ présents dans une solution.

C'est une échelle, définie par le chimiste Danois **Sørensen**, qui va de 1 à 14.

Pour en savoir plus : http://fr.wikipedia.org/wiki/S%C3%B8ren_S%C3%B8rensen



Sørensen a relié la concentration molaire en ions H⁺ à l'échelle de pH de la façon suivante :

remarque : on note la concentration molaire d'une espèce chimique X par [X]

- $[H^+] = 10^{-pH}$

- $pH = -\text{Log}[H^+]$

remarque : les ions H⁺ n'existent pas tels quels à l'état libre mais se fixent sur une molécule d'eau pour donner un ion H₃O⁺ (ion **hydronium** ou oxonium).

4. Autoprotolyse de l'eau

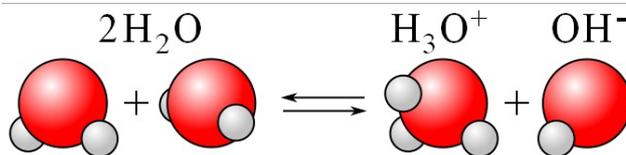
Dans l'eau pure, le pH = 7.

Donc $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-7} \text{ mol/L}$

Question : d'où viennent ces ions H_3O^+ ?

Dans l'eau, il y a régulièrement des chocs moléculaires entre molécules d'eau.

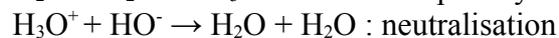
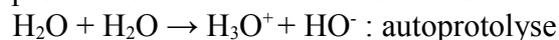
Un ion H^+ est arraché d'une molécule d'eau et va se fixer sur une autre molécule.



Cette réaction s'appelle la réaction d'autoprotolyse de l'eau.



Remarque : cette réaction se produit continuellement dans les 2 sens



Cette réaction s'équilibre et on définit alors une constante d'équilibre notée K_e

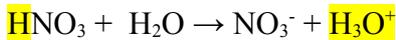
$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14}$$

cette valeur est donnée, quelle que soit les solutions pour 25 °C.

A préparer : contrôle de cours.

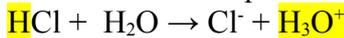
Exercices

1. On dissout de l'acide nitrique (HNO_3) dans de l'eau.
Donner l'équation de dissociation de l'acide nitrique dans l'eau.



acide (perd H^+) \rightarrow nitrate + ion hydronium (signature chimique des acides)

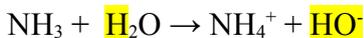
2. Donner l'équation de dissociation de l'acide chlorhydrique (HCl) dans l'eau.



D'une façon générale : pour un acide HA,

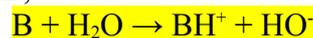


3. Donner l'équation de réaction de l'ammoniac (NH_3) avec l'eau.
L'ammoniac est une base.



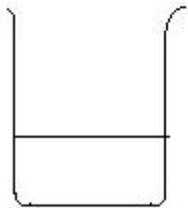
base (gagne H^+) \rightarrow ion ammonium + ion hydroxyde (signature chimique des bases)

D'une façon générale : pour une base B,



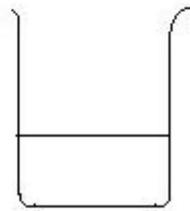
5. Acide fort/Acide faible

On mesure le pH pour de l'acide chlorhydrique et de l'acide acétique (vinaigre) de même concentration $C = 0,1 \text{ mol/L}$.



acide chlorhydrique

pH = 1



acide acétique

pH = 3

on a vu que : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

et on sait que $\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+]$

donc ici HCl s'est **totalemment transformé** en ions H_3O^+

ce qui veut dire que $[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \text{ mol/L}$

d'où $\text{pH} = -\text{Log}(0,1) = 1$ (vérifié expérimentalement)

pour le vinaigre, la transformation est partielle

donc $[\text{vinaigre}] \neq [\text{H}_3\text{O}^+]$ et on ne vérifie pas $\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+]$

conclusion : il y a 2 types d'acide

- les **acides forts** qui réagissent **totalemment** avec l'eau.
- les **acides faibles** qui réagissent **partiellement** avec l'eau.

1. Objectif du TP

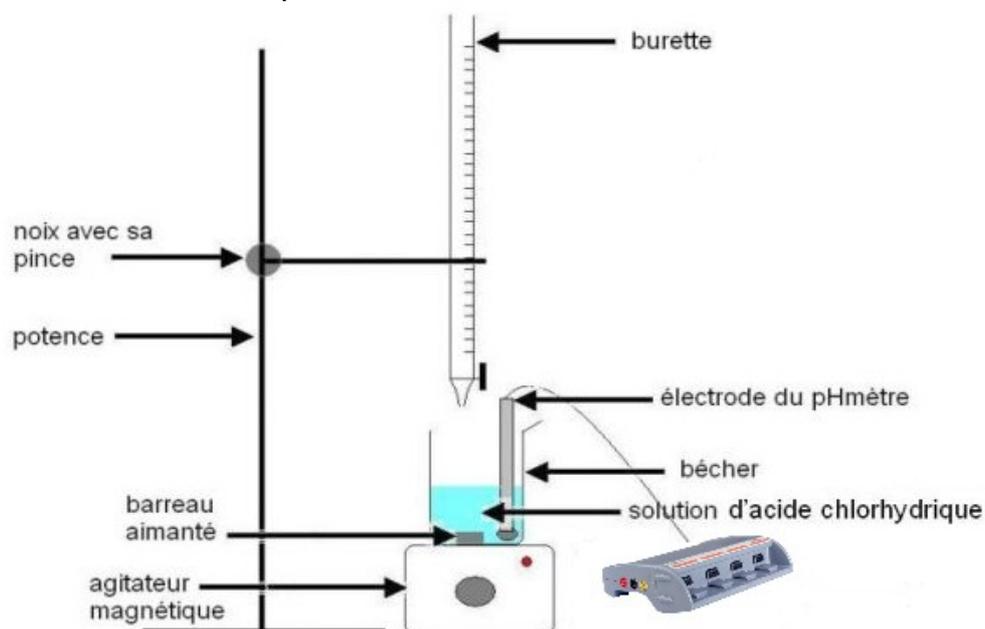
Étude de l'évolution du pH en fonction de la concentration d'un acide fort.

2. Matériel & produits

- Une burette graduée
- bécher 100 mL et 20 mL
- pipette jaugée 10 mL + poire aspirante
- agitateur magnétique
- console EXAO
- Acide chlorhydrique, HCl à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$
- Hémioxyde d'hydrogène (eau distillée) : H_2O

3. Protocole

- Manipulation :
- Réaliser le montage ci-dessous.
 - Remplir la burette avec de l'eau distillée.
 - Faire le zéro.
 - Prélever 10 mL de la solution d'acide chlorhydrique à l'aide de la pipette jaugée.
 - Verser ces 10 mL dans le bécher.
 - Positionner la sonde pHmétrique de la console.
 - Brancher l'agitateur magnétique.
 - Compléter le tableau de mesures ci-dessous.



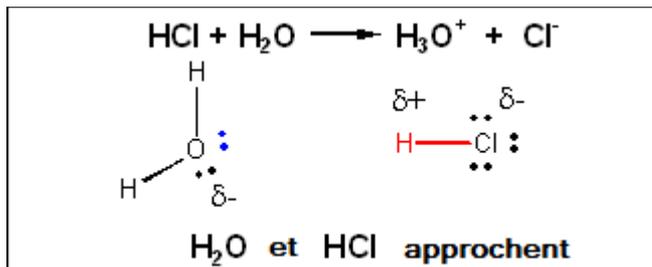
V (mL)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90
pH										
C (mol/L)										
-Log(C)										

4. Exploitation

- 4.1. Tracer les courbes $\text{pH} = f(C)$ et $\text{pH} = f(-\text{Log}C)$.
- 4.2. En déduire deux relations entre la concentration molaire C en acide fort et le pH .

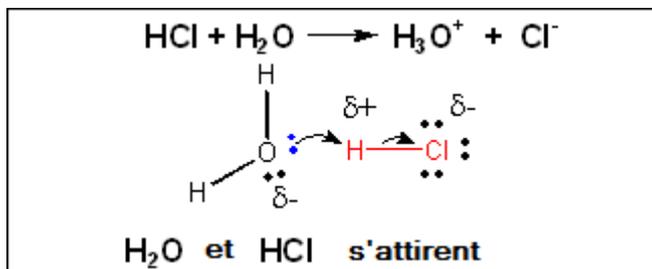
5. Modélisation

Il y a tout d'abord dissociation totale de l'acide chlorhydrique dans l'eau.



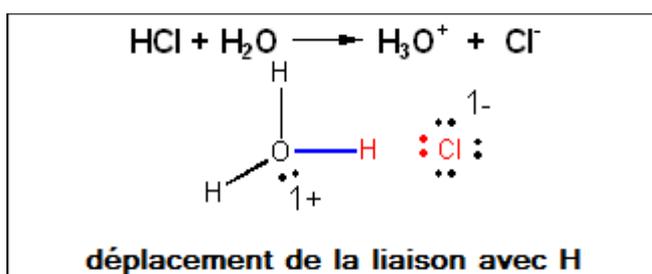
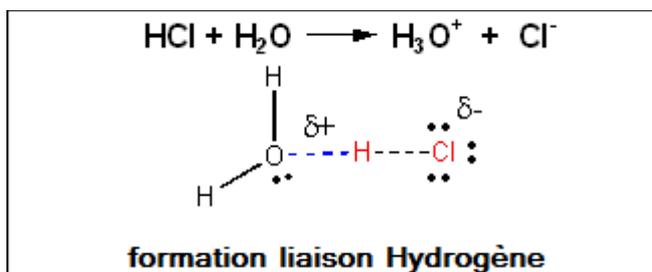
Que représentent :

- le symbole δ^+ ?
- le symbole δ^- ?



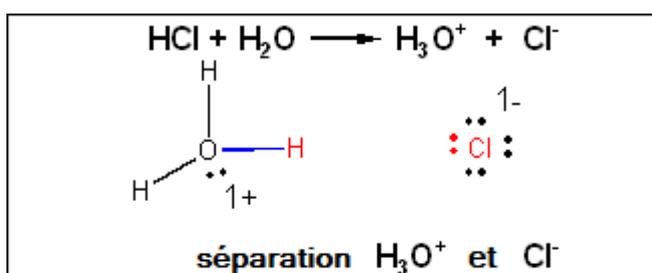
Que représentent :

- les points bleus et noirs ?
- les flèches ?

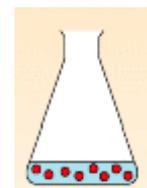


Que représentent :

- la valeur 1^+ ?
- la valeur 1^- ?



Les ions H_3O^+ sont représentés par des sphères rouges.

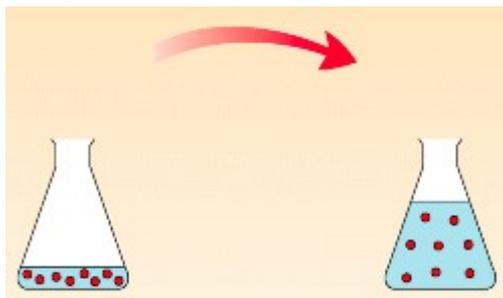


Nous avons une certaine **quantité** d'ions H_3O^+ dans la solution que l'on mesure en ...
 que l'on note ...
 et qui est présente dans un **volume** V d'eau.

La quantité de matière ... pour un volume ... donné s'appelle la ...
 que l'on note ...
 et qui se mesure en ...

On en déduit, entre ces 3 grandeurs, la relation (R) : ...

Si on rajoute de l'eau :



initial

final

Indiquer les grandeurs qui ont changé :

- ...
- ...
- ...

Indiquer les grandeurs qui sont restées constantes :

- ...
- ...
- ...

d'après (R) : ...

d'après (R) : ...

Quelle égalité peut on écrire ?

A partir de l'égalité précédente, compléter le tableau :

V_i (mL)				
C_i (mol/L)				
V (mL)	0	10	20	...
V_f (mL)				
C_f (mol/L)				

Donner les formules contenues dans les cellules B4 et C4 qui permettent d'utiliser la poignée de recopie.

	A	B	C	
1	V_i (mL)	10		
2	C_i (mol/L)	0,1		
3	V (mL)	0	10	
4	C_f (mol/L)			
5				

lundi 11/06/12

correction exercice 26 p218

On dispose des trois solutions acides dont les caractéristiques figurent dans le tableau ci-dessous :

NATURE DE L'ACIDE	CONCENTRATION EN mol.L ⁻¹	pH
chlorhydrique	$2,5 \cdot 10^{-2}$	1,6
méthanoïque	$2,5 \cdot 10^{-2}$	2,7
benzoïque	$2,5 \cdot 10^{-2}$	2,9

26.1. Montrer que l'acide chlorhydrique est un acide fort et que les acides méthanoïque et benzoïque sont des acides faibles.

26.2. Entre l'acide méthanoïque et l'acide benzoïque, indiquer quel est le plus faible des deux.

acide	C (mol/L)	pH	$[H_3O^+] = 10^{-pH}$	conclusion
chlorhydrique	$2,5 \cdot 10^{-2}$	1,6	$10^{-1,6} = 2,5 \cdot 10^{-2}$	$[H_3O^+] = C$: acide fort
méthanoïque	$2,5 \cdot 10^{-2}$	2,7	$10^{-2,7} = 2,0 \cdot 10^{-3}$	$[H_3O^+] \neq C$: acide faible
benzoïque	$2,5 \cdot 10^{-2}$	2,9	$10^{-2,9} = 1,3 \cdot 10^{-3}$	$[H_3O^+] \neq C$: acide faible

Pour des concentrations identiques, $pH(\text{ac. méthanoïque}) < pH(\text{ac. benzoïque})$
donc ac. méthanoïque plus fort que ac. benzoïque

Conclusion : on remarque pour un **acide fort** de concentration C
 $pH = -\log C$

5.1. Cas d'une base forte

Il existe 2 bases fortes :

- la soude (hydroxyde de sodium NaOH)
- la potasse (hydroxyde de potassium KOH)

dissociation de l'hydroxyde dans l'eau : $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

ex : calculer le pH d'une solution de volume 500 mL dans laquelle on dissout 2,0 g de NaOH
il faut calculer la qté des ions présents dans la solution

on sait que **$n = m / M$**

$M(NaOH) = 23,0 + 16,0 + 1,0 = 40 \text{ g/mol}$

d'où $n = 2,0 / 40,0 = 0,05 \text{ mol}$

$[OH^-] = n(OH^-) / V = 0,05 / 0,5 = 0,1 \text{ mol/L}$

or, on connaît le produit ionique de l'eau : **$K_e = [H_3O^+] \times [HO^-] = 10^{-14}$**

donc $[H_3O^+] = K_e / [HO^-] = 10^{-14} / 0,1 = 10^{-13} \text{ mol/L}$

on en déduit le pH : $pH = -\text{Log}[H_3O^+] = -\text{Log}(10^{-13}) = 13$

En conclusion : pour une **base forte** de concentration C, on montre que

$$\text{pH} = 14 + \text{LogC}$$

6. Notion de couple acide-base

Prenons comme exemple le cas d'un ac. **faible** : le vinaigre (acide acétique CH_3COOH).

Équation de dissociation du vinaigre dans l'eau :



remarques : dans le sens \rightarrow l'acide est CH_3COOH (il libère un ion H^+)

dans le sens \leftarrow l'ion CH_3COO^- est une base (il capte un ion H^+)

on dit alors que CH_3COO^- est la **base conjuguée** de CH_3COOH

et on définit alors des couples acide/base (de la même façon que l'on a défini des couples oxydant/réducteur au chapitre précédent) que l'on notera dans ce cas : $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$

Généralisation : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

on notera alors le couple AH/A^-

6.1. Cas de l'eau

Dans le cas précédent : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

on a 2 couples :

- $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$
- $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$

dans ce cas, l'eau est considérée comme une **base**

Dans le cas de la réaction avec l'ammoniac :



On a également 2 couples :

- $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$
- $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$

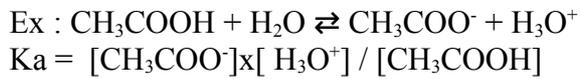
dans ce cas, l'eau est considérée comme un **acide**

conclusion : une espèce chimique qui se comporte à la fois comme un acide et comme une base est dit **amphotère** (il possède des propriétés **ampholytes**).

Mardi 12/06/12

6.2. Constante d'acidité

Nous avons vu précédemment qu'il existe des acides plus forts, ou plus faibles, que d'autres. Nous allons définir une **constante d'acidité**, notée K_a , qui va mesurer la « force » des différents acides et qui va nous permettre de les classer.

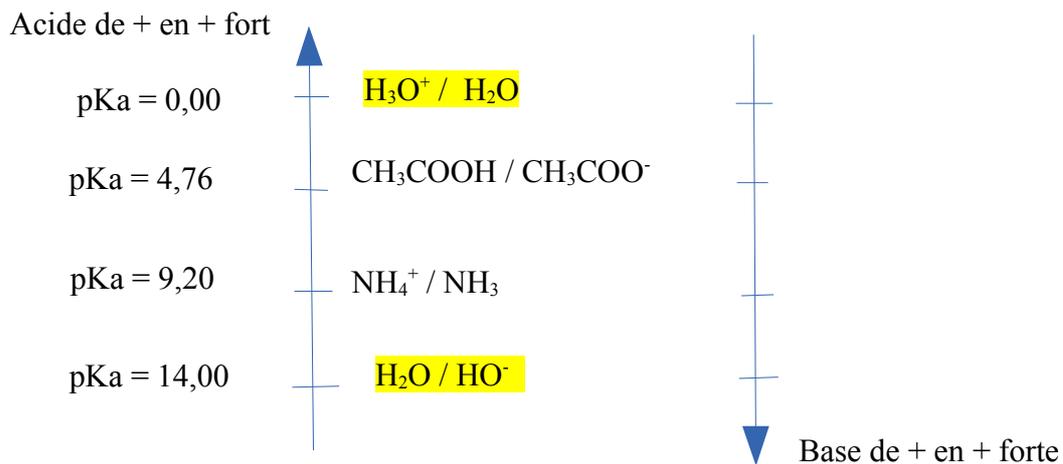


La « force » des acides n'est pas donnée directement avec le K_a mais, comme avec le pH, par l'intermédiaire du pKa.

$$\text{pKa} = -\text{Log}(K_a)$$

remarque : le pKa n'a de sens que pour les acides faibles car les ac. Forts sont totalement dissociés.

Le pKa est une échelle qui va de 0 (acide très fort) jusqu'à 14 (acide très faible).

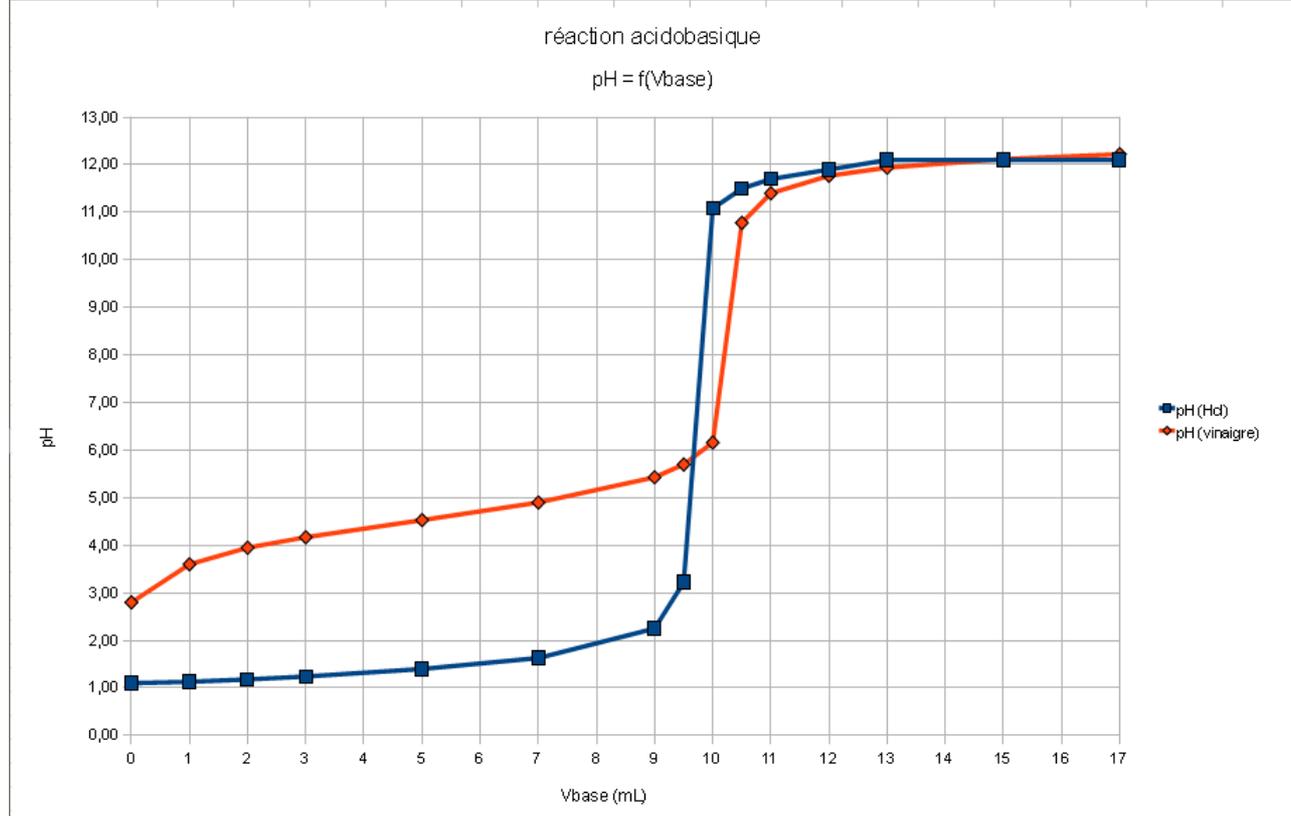


L'acide le + fort réagit avec la base la + forte selon la règle du gamma γ .

jeudi 14/06/12

TP : réaction acido-basique NaOH / HCl et NaOH / CH₃COOH

Vbase (mL)	0	1	2	3	5	7	9	9,5	10	10,5	11	12	13	15	17
pH (Hcl)	1,10	1,13	1,18	1,24	1,40	1,63	2,25	3,22	11,08	11,50	11,70	11,90	12,10	12,10	12,10
pH (vinaigre)	2,80	3,60	3,95	4,17	4,53	4,90	5,43	5,70	6,16	10,78	11,40	11,77	11,94	12,12	12,22



TP : dosage acide acétique

7. Réaction Acide/Base

On a fait réagir en TP un acide fort (HCl) avec une base forte (NaOH).

L'équation de réaction :



- cette réaction est totale (et exothermique)
- c'est une neutralisation (cf autoprotolyse)

Si on suit l'évolution du pH (voir graphique TP), on remarque 3 zones :

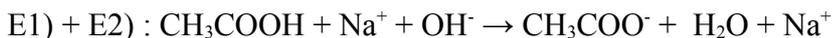
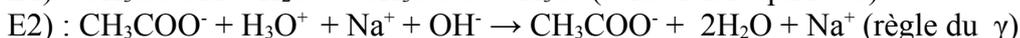
- zone « plate » qui évolue très lentement (pH acide)
- une montée verticale très franche
- zone « plate » qui évolue très lentement (pH basique)

remarque : quand la **qté d'acide est égale à la qté de base**, on se trouve à un point particulier appelé **point d'équivalence**.

Pour un **acide fort et une base forte**, ce point d'équivalence se situe à **pH = 7**.

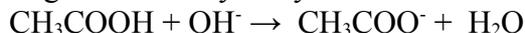
Pour un acide faible (CH_3COOH) et une base forte (NaOH).

L'équation de réaction :



quand les 2 réactions se produisent simultanément, on applique la règle du γ

- H_3O^+ réagit avec OH^-
- puis acide éthanoïque réagit avec ion hydroxyde



Si on suit l'évolution du pH (voir graphique TP), on remarque 4 zones :

- 3 zones identiques que pour l'acide fort
- une nouvelle zone au début de la courbe avec un point d'inflexion

Pour un **acide faible et une base forte**, ce point d'équivalence se situe à **pH > 7**.

8. Dosage acido-basique

But : il s'agit de contrôler la quantité en acide (ou en base) contenue dans une solution.

Méthode : on fait réagir un réactif **titrant** avec un réactif **titré**.

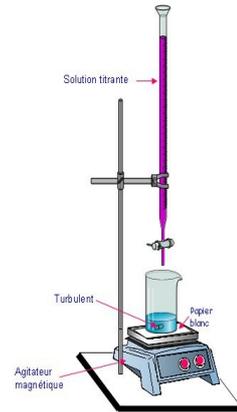
La réaction doit être totale et rapide.

Dans le TP, on cherche à déterminer la qté d'acide éthanoïque dans du vinaigre du commerce.

8.1. Dosage colorimétrique

Montage expérimental :

remarque : si un indicateur coloré n'est pas utilisé, on prend alors un pHmètre pour déterminer le point d'équivalence.



Pour lundi : contrôle de connaissances sur ce cours.

1. Objectif du TP

Déterminer le degré d'acidité dans le vinaigre blanc.

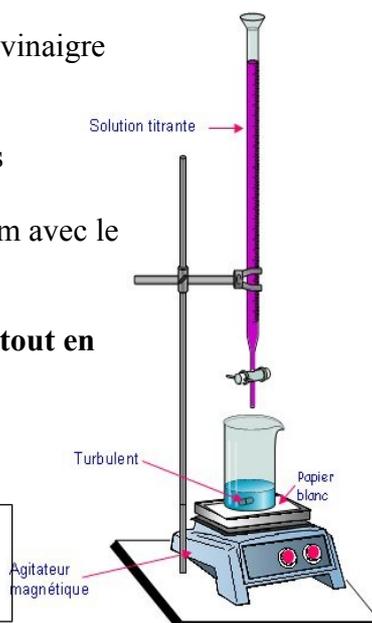
2. Matériel & produits

- Une burette graduée
- un bécher 50 mL
- pipette jaugée 10 mL + poire aspirante
- un erlenmeyer 50 mL
- hydroxyde de sodium (soude) de concentration molaire $C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$
- vinaigre blanc dilué au 1/10
- phénolphtaleïne

3. Protocole

- Manipulation :
- Prélever un volume $V_A = 10 \text{ mL}$ de la solution de vinaigre blanc à l'aide de la pipette jaugée.
 - Verser ce volume dans l'erlenmeyer.
 - Ajouter quelques gouttes de phénolphtaleïne dans l'erlenmeyer.
 - Remplir la burette graduée d'hydroxyde de sodium avec le bécher.
 - Faire le zéro.
 - Verser l'hydroxyde de sodium dans l'erlenmeyer **tout en agitant** jusqu'à obtenir le virage.
 - Noter le volume d'hydroxyde de sodium V_B correspondant.

Le virage de couleur est obtenu quand il y a équivalence dans les proportions stœchiométriques entre la quantité d'acide présente dans la solution et la quantité de base apportée.



4. Exploitation

L'acide contenu dans le vinaigre est de l'acide éthanóïque (CH_3COOH), encore appelé acide acétique.

C'est un acide faible qui ne se dissocie pas totalement dans l'eau.

- 4.1. Donner l'équation de dissolution de l'acide acétique dans l'eau.
- 4.2. Donner l'équation de dissociation de la soude dans l'eau.
- 4.3. Traduire en écriture chimique la phrase : « équivalence dans les proportions stœchiométriques entre la quantité d'acide présente dans la solution et la quantité de base apportée. »
- 4.4. En déduire la concentration molaire C_A de l'acide acétique contenu dans le vinaigre blanc.
- 4.5. A partir du tableau ci-dessous, déterminer la concentration massique C_m d'acide acétique.

C_A (mol/L)	V_A (mL)	n_A (mol)	$M(\text{CH}_3\text{COOH})$	m_A (g)	C_m (g/L)

- 4.6. Donner le degré d'acidité qui devrait être indiquée sur l'étiquette de la bouteille de vinaigre.

Un degré d'acidité correspond à un gramme d'acide acétique par 100 mL d'eau.

On donne : $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

Lundi 10 sept 2012

correction TP dosage du vinaigre blanc

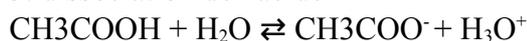
1. méthode de dilution

- on **prélève** du vinaigre blanc à l'aide d'une **pipette jaugée 10 mL**
- on verse dans une **fiole jaugée 100 mL**
- on complète avec de l'**eau déminéralisée** jusqu'au **trait**.

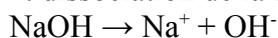
2. utilisation phénolphtaléine

il faut un indicateur pour voir le virage à l'équivalence (passage incolore à rose).

3. dissociation de l'acide



4. dissociation de la base (NaOH)



5. « **équivalence** dans les proportions **stoechiométriques** entre la **quantité d'acide** présente dans la solution et la **quantité de base** apportée. »

$$n(\text{acide}) = n(\text{base})$$

6. on sait que $C = n / V$

$$\text{d'où } n = C \cdot V$$

$$n(\text{acide}) = n(\text{base})$$

$$C(\text{acide}) \cdot V(\text{acide}) = C(\text{base}) \cdot V(\text{base})$$

$$C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B \text{ à l'équivalence}$$

C_A : inconnu

V_A : 10 mL, prélèvement

C_B : 0,1 mol/L (concentration de la soude)

V_B : 13 mL, volume de base versée

$$C_A = C_B \cdot V_B / V_A$$

$$C_A = 0,1 \times 13,0 / 10,0 = 0,13 \text{ mol/L}$$

7. concentration massique

$$C_m = C \cdot M(\text{CH}_3\text{COOH})$$

$$C_m = 0,13 \times [1 \times 12,0 + 3 \times 1,0 + 1 \times 12,0 + 2 \times 16,0 + 1 \times 1,0] = 0,13 \times 60 = 4,8 \text{ g/L}$$

8. déterminer le degré d'acidité

$$1^\circ = 1 \text{ g} / 100 \text{ mL} = 10 \text{ g/L}$$

attention : vinaigre blanc dilué au 1/10

le concentration massique initiale est $C_m' = 10 \times C_m = 48,0 \text{ g/L}$

° acidité	C_m (g/L)
1	10
d = ?	48

$$D = 1 \times 48 / 10 = 4,8^\circ$$

à faire : ex 49 p224

8.2. Dosage par pHmétrie

ex 53 p226

On dispose d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration inconnue C_B . On en prélève un volume $V_B = 20,0$ mL que l'on verse dans un bécher. On ajoute de l'eau pour faciliter l'agitation et permettre à la sonde du pH-mètre de tremper correctement dans la solution. A l'aide d'une burette on ajoute progressivement une Solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 0,01$ mol/L. Après chaque ajout d'acide, on note la valeur du pH de la solution.

Les résultats sont consignés dans le tableau ci-après.

V_A (mL)	0	1	2	3	4	5	7	8,5	9,5	10	11	12	13
pH	11,5	11,4	11,3	11,2	11	10,8	10,6	7	3,2	2,8	2,4	2,3	2,2

53.1. Indiquer le matériel nécessaire pour prélever le volume V_B d'hydroxyde de sodium.

53.2. Commenter brièvement l'influence de l'addition d'eau dans le bécher avant le début du dosage.

53.3. Écrire l'équation de la réaction de dosage.

53.4. Tracer le graphique $\text{pH} = f(V_A)$.

Échelle conseillée :

- abscisses : 1 cm pour 1 mL
- ordonnées : 1 cm pour 1 unité de pH

53.5. Déterminer les coordonnées du point d'équivalence.

Montrer qu'il était possible de trouver ce résultat directement sans tracer la courbe correspondant au dosage.

53.6. Calculer la concentration C_B .

53.1. pipette jaugée à 20 mL + poire aspirante

53.2. le pH va légèrement diminuer mais ce n'est pas grave car on dose une **quantité**.

53.3. acide chlorhydrique (H^+ ; Cl^-) + hydroxyde de sodium (Na^+ ; OH^-) \rightarrow eau

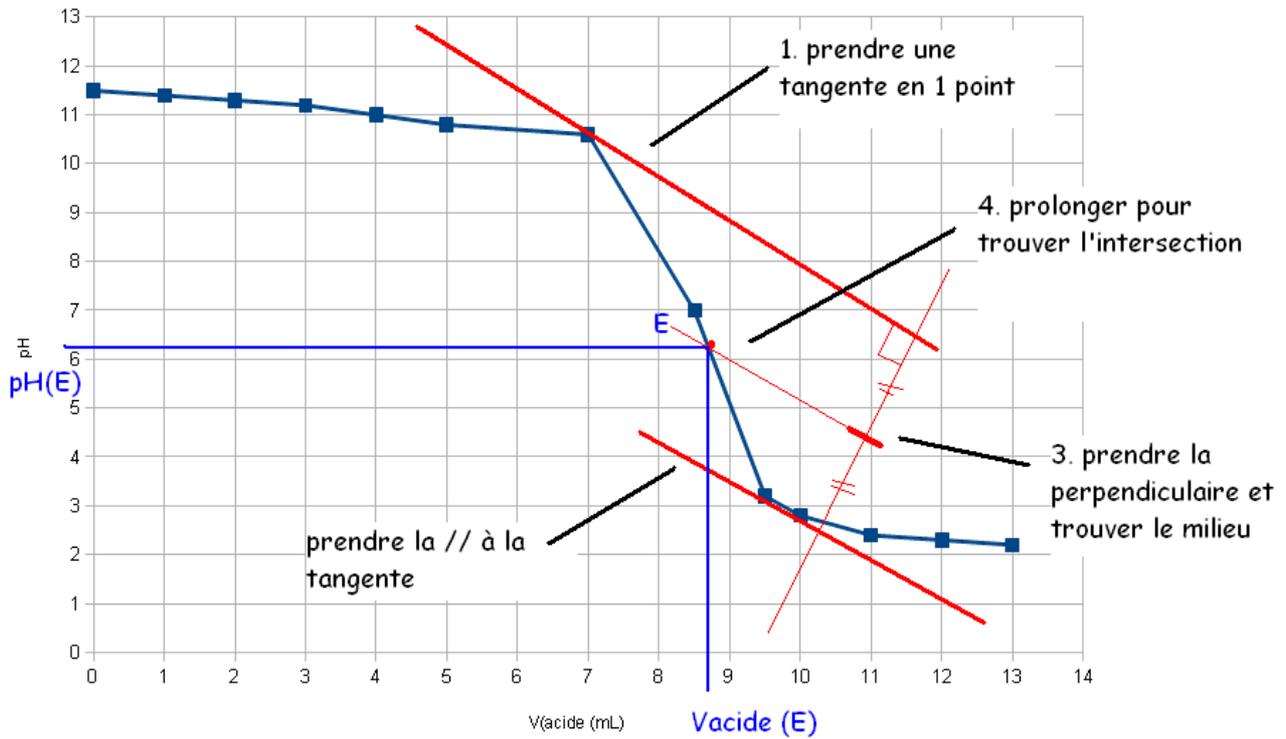
$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ (neutralisation)

53.4. Pour trouver le point d'équivalence, on utilise la **méthode des tangentes**.

Remarque : il manque des valeurs pour un volume V_A entre 7 mL et 8,5 mL pour obtenir une courbe "correcte".

dosage acidobasique

NaOH par HCl



Cette méthode nous permet de déterminer **graphiquement** le point d'équivalence.

On lit sur le graphique :

$$\text{pH}_E = 6,3$$

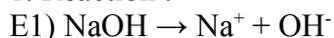
$$V_{AE} = 8,7 \text{ mL}$$

à faire : terminer l'exercice.

Jeudi 20 sept. 2012

correction ex 53 p 226

1. Réaction :



soit : $\text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ (réaction de neutralisation)

2. coordonnées du point d'équivalence : E(8,7 ; 6,3)

remarque : on donne d'abord le volume (axe x) puis le pH (axe y)

3. calcul de la concentration molaire

$$C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B \text{ à l'équivalence}$$

$$C_B = C_A \cdot V_A / V_B$$

$$C_B = 0,01 \times 8,7 / 20,0 = 4,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

remarque : on divise un volume par un volume, il n'est pas besoin de convertir en L. Le résultat est directement en mol/L (donné dans ce cas par C_A).

remarque : pour un **acide fort** (HCl) et une **base forte** (NaOH), le **point d'équivalence** se situe à **pH = 7,0** donc pour un volume de base indiqué dans le tableau $V_B = 10,6 \text{ mL}$.

On peut donc calculer directement :

$$C_B = C_A \cdot V_A / V_B$$

$$C_B = 0,01 \times 10,6 / 20,0 = 5,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

cette valeur est légèrement différente de celle trouvée précédemment à cause du manque de précision de la courbe autour du point d'équivalence.

4. calcul de la concentration massique

$$C_m = C \cdot M$$

- C_m : concentration massique en g/L
- C : concentration molaire en mol/L
- M : masse molaire en g/mol

$$C_m = 5,3 \cdot 10^{-3} \times (23,0 + 16,0 + 1,0) = 0,212 \text{ g/L} = 212 \text{ mg/L}$$

correction ex 49 p 224

L'acide benzoïque est un acide faible de formule brute $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$ et de $\text{pK}_a = 4,2$.

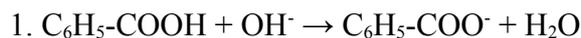
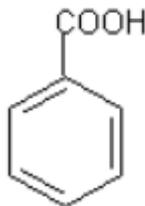
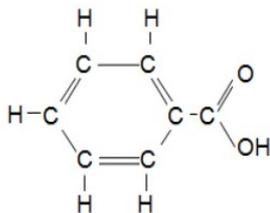
On se propose de vérifier la formule de ce composé en déterminant sa masse molaire M à l'aide d'un dosage colorimétrique. Pour atteindre cet objectif, on se livre à deux manipulations.

1. On pèse avec précision une masse $m = 200 \text{ mg}$ d'acide benzoïque que l'on dissout dans quelques dizaines de mL d'eau contenus dans un erlenmeyer ;

2. On dose la solution obtenue par de l'hydroxyde de potassium de concentration $C_B = 0,10 \text{ mol/L}$ en présence de phénolphthaléine. Il faut un volume $V_B = 16,4 \text{ mL}$ de solution basique pour obtenir le changement de teinte de l'indicateur.

49.1. Écrire l'équation de la réaction de dosage.

- 49.2. Établir la relation qui lie entre elles les quantités de matière à l'équivalence.
 49.3. En déduire la quantité de matière d'acide benzoïque contenue dans le bécher.
 49.4. Déterminer la masse molaire "expérimentale" de l'acide benzoïque.
 49.5. Calculer la masse molaire M de l'acide benzoïque et la comparer au résultat trouvé.
 Acide benzoïque C₆H₅-COOH



remarque : KOH n'existe plus dans l'eau.

Il est sous la forme K⁺ et OH⁻

D'après la règle du γ : l'acide le + fort (C₆H₅-COOH) réagit avec la base la + forte (OH⁻)

2. qté acide = qté base

soit n(acide) = n(base)

$$n_A = n_B$$

3. $n_A = C_B \cdot V_B$

$$n_A = 0,10 \times 16,4 \cdot 10^{-3} = 1,64 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L (attention aux unités du S.I. } \rightarrow \text{ en Litre !)}$$

4. $n = m / M$

$$\text{d'où : } M = m / n = 200 \cdot 10^{-3} / 1,64 \cdot 10^{-3} = 121,95 \text{ g/mol (valeur expérimentale)}$$

5. valeur théorique (masses molaires indiquées dans le tableau de classification)

$$M(\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}) = 6 \times 12,0 + 5 \times 1,0 + 1 \times 12,0 + 2 \times 16,0 + 1 \times 1,0 = 122,0 \text{ g/mol}$$

on remarque que $121,95 \approx 122,0$

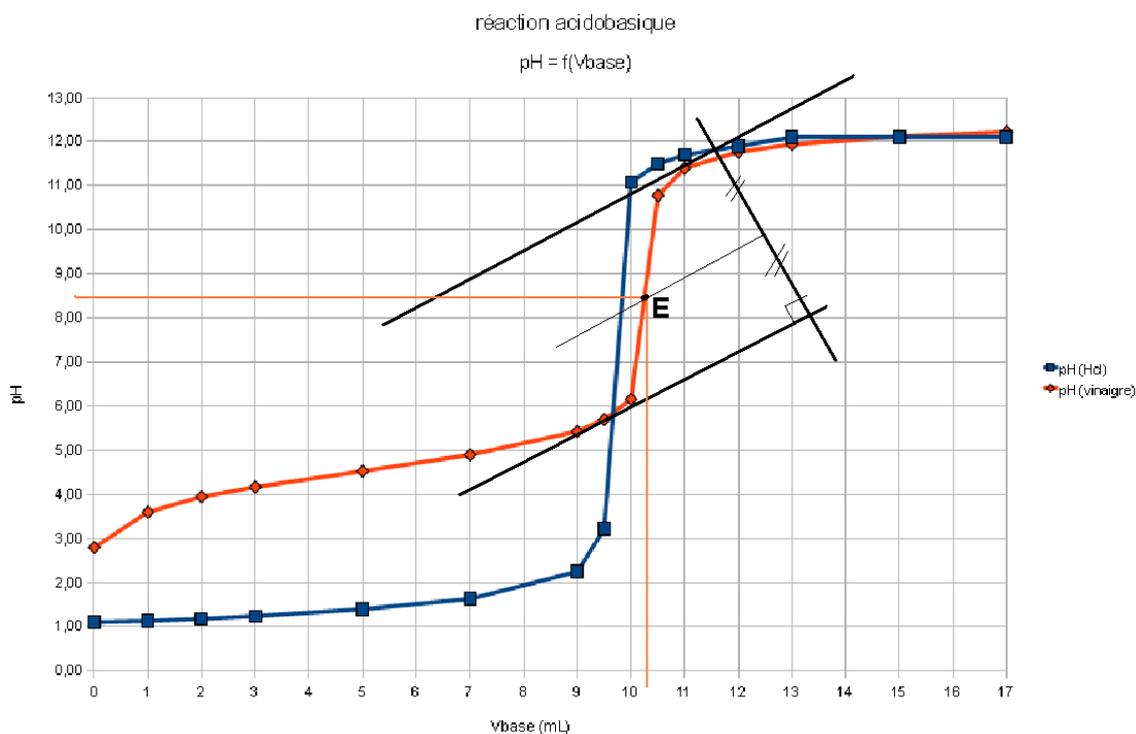
Exercice de synthèse

On dose une solution de vinaigre (CH_3COOH) par une base forte d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration $C_B = 0,05 \text{ mol/L}$.

On prélève 10 mL de vinaigre et on réalise un dosage pHmétrique.

On obtient le graphique suivant :

1. Déterminer graphiquement le point d'équivalence par la méthode des tangentes.
2. Montrer que le vinaigre est un acide faible.
3. Ecrire l'équation de réaction du dosage.
4. Déterminer la concentration molaire en acide.
5. En déduire la concentration massique de l'acide.



1. $E(10,2 ; 8,4)$
2. le vinaigre est un acide faible car le pH à l'équivalence est \neq de 7.

3. réaction de dosage (règle du γ)
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$

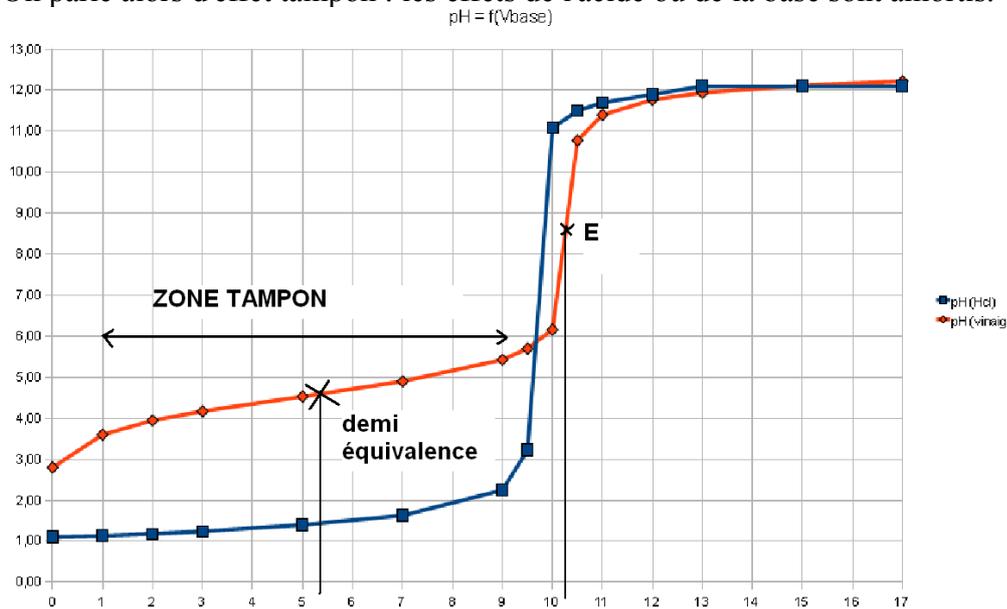
4. à l'équivalence : $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$
 $C_A \times 10 = 0,05 \times 10,2$
 $C_A = 0,05 \times 10,2 / 10 = 0,051 \text{ mol/L}$

5. $C_m = C \cdot M$
 $C_m = 0,051 \times (2 \times 12,0 + 2 \times 16,0 + 4 \times 1,0) = 3,06 \text{ g/L}$

9. L'effet tampon

On remarque sur les courbes d'évolution du pH en fonction du volume de base versé dans une solution d'acide faible, qu'il existe une zone où le pH varie très lentement (première partie de la courbe).

On parle alors d'effet tampon : les effets de l'acide ou de la base sont amortis.



contrôle à préparer pour lundi

1. Dosage pHmétrique

On dose par pH-métrie un volume $V_B = 20,0$ mL d'une solution d'ammoniac de concentration inconnue C_B , par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 0,10$ mol/L.

Les résultats de la manipulation sont consignés dans le tableau ci-dessous.

VA en mL	0	4	9	14	18	19	19,5	20	20,5	21	21,5	22	24	26
pH	10,8	9,8	9,4	9	8,7	8,3	7,7	6,5	4,8	4	3	2,6	2,3	2,1

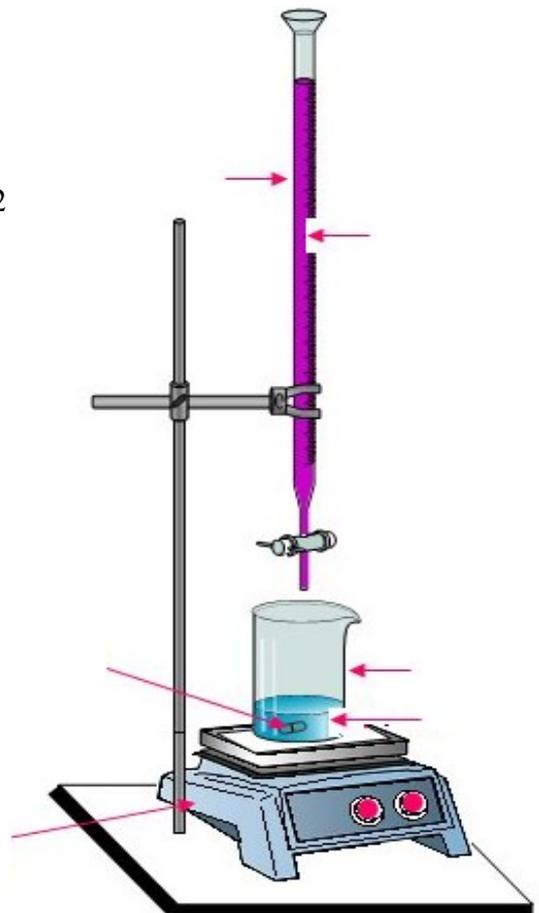
1. Tracer le courbe $\text{pH} = f(V_A)$
échelle conseillée :
 - abscisses : 1 cm pour 2 mL
 - ordonnées : 1 cm par unité de pH
2. Déterminer les coordonnées du point d'équivalence par la méthode des tangentes à tracer sur le graphique.
3. Montrer que l'ammoniac est une base faible.
4. Écrire l'équation du dosage.
5. Donner les couples Acide/Base de l'équation.
6. Calculer la concentration C_B de la solution d'ammoniac.
7. En déduire la concentration massique C_m en ammoniac.

2. Dosage colorimétrique

Le montage expérimental ci-contre correspond au dosage colorimétrique d'un volume $V_A = 20,0$ mL d'acide chlorhydrique de concentration inconnues C_A par une solution d'hydroxyde de potassium de concentration $C_B = 0,2$ mol/L.

Le virage de couleur est obtenu pour un volume de base versée $V_B = 12,0$ mL.

1. Légender le schéma
2. Donner la réaction de dissociation de l'acide chlorhydrique dans l'eau.
3. Donner la réaction de dissolution de l'hydroxyde de potassium dans l'eau.
4. En déduire l'équation du dosage.
5. Donner les couples Acide/Base de l'équation.
6. Indiquer, en justifiant la réponse, la valeur du pH à l'équivalence.
7. Calculer la concentration C_A de la solution d'acide chlorhydrique.
8. En déduire la concentration massique C_m en acide.



On donne en g/mol:

H = 1,0 ; C = 12,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0 ; Na = 23,0 ; Cl = 35,5 ; K = 39,0

1. Dosage pHmétrique

On dose par pH-métrie un volume $V_B = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution d'ammoniac de concentration inconnue C_B , par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 0,10 \text{ mol/L}$.

Les résultats de la manipulation sont consignés dans le tableau ci-dessous.

VA en mL	0	4	9	14	18	19	19,5	20	20,5	21	21,5	22	24	26
pH	10,8	9,8	9,4	9	8,7	8,3	7,7	6,5	4,8	4	3	2,6	2,3	2,1

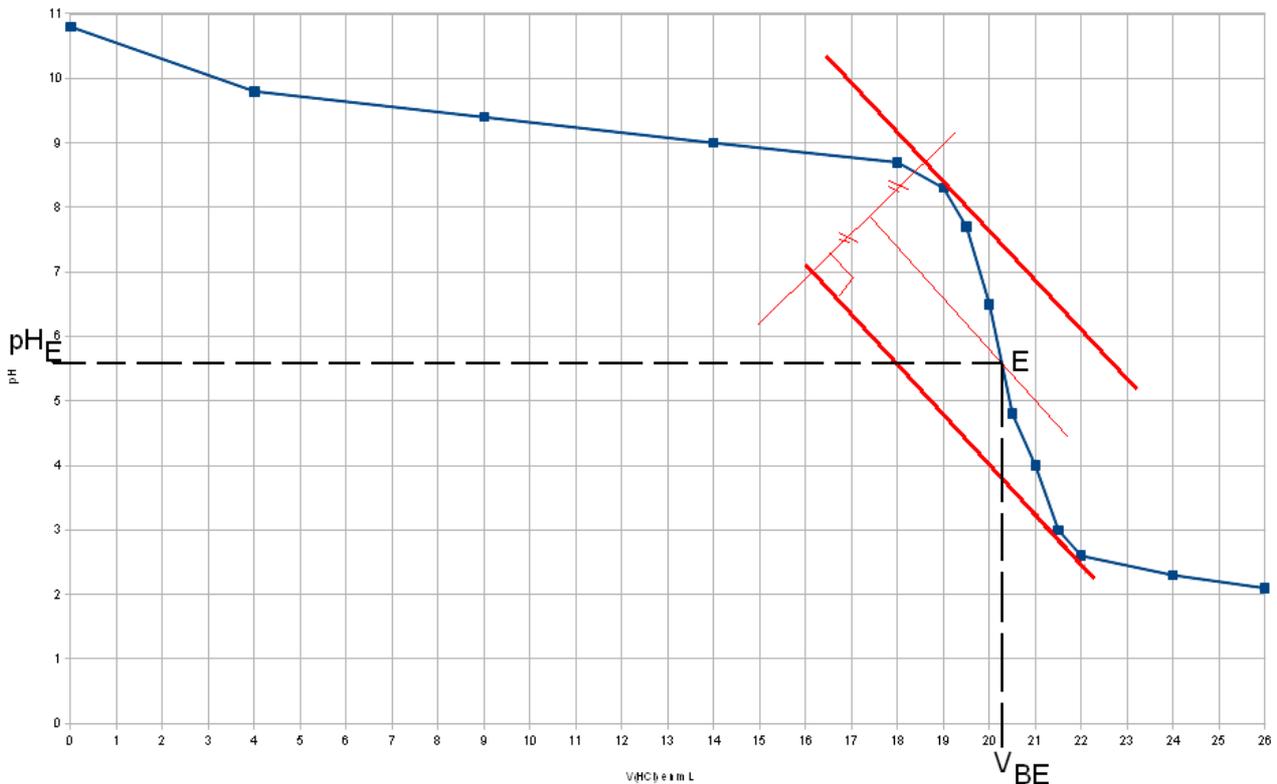
1. Tracer le courbe $\text{pH} = f(V_A)$

échelle conseillée :

- abscisses : 1 cm pour 2 mL
- ordonnées : 1 cm par unité de pH

Dosage d'une solution d'ammoniac

par l'acide chlorhydrique



2. Déterminer les coordonnées du point d'équivalence par la méthode des tangentes à tracer sur le graphique.

$E(20,2 ; 5,5)$

3. Montrer que l'ammoniac est une base faible.

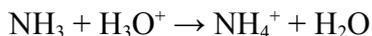
$\text{pH}_E \neq 7$, donc base faible

4. Écrire l'équation du dosage.

Règle du γ : la base la + forte réagit avec l'acide le + fort

la base : l'ammoniac NH_3

l'acide HCl s'est totalement transformé (acide fort) : forme H_3O^+



5. Donner les couples Acide/Base de l'équation.

■ $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$

■ $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$

6. Calculer la concentration C_B de la solution d'ammoniac.

À l'équivalence : $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$

$$\text{d'où : } C_B = C_A \cdot V_A / V_B$$

$$C_B = 0,10 \times 20,2 / 20,0 = 0,10 \text{ mol/L}$$

7. En déduire la concentration massique C_m en ammoniac.

$$C_m = C \cdot M$$

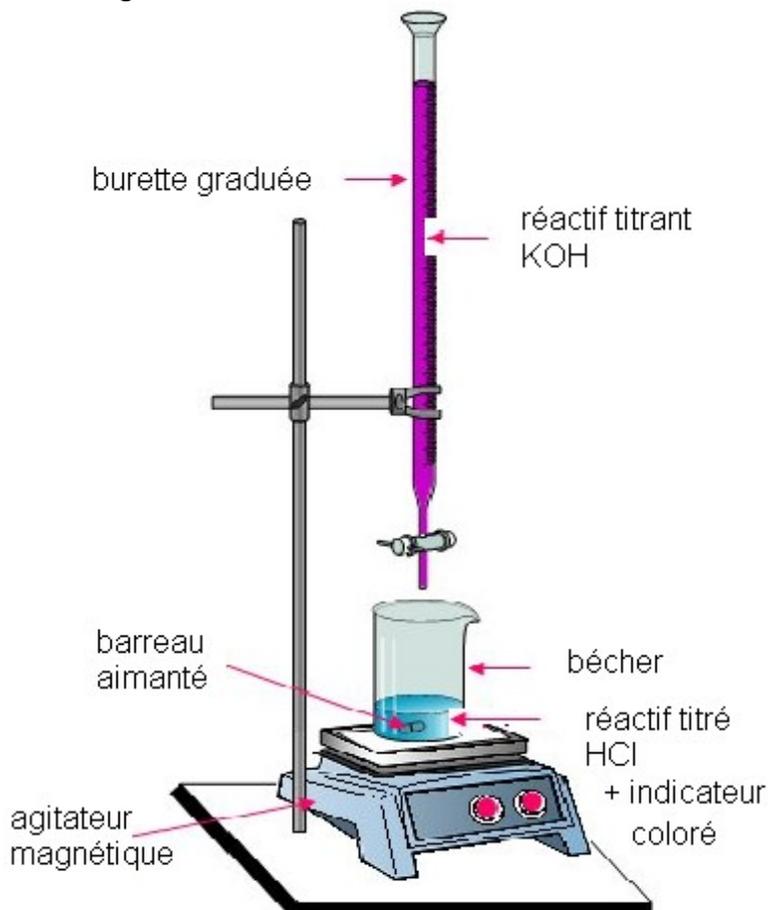
$$C_m = 0,10 \times (14,0 \times 1 + 1,0 \times 3) = 1,7 \text{ g/L}$$

2. Dosage colorimétrique

Le montage expérimental ci-contre correspond au dosage colorimétrique d'un volume $V_A = 20,0 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique de concentration inconnues C_A par une solution d'hydroxyde de potassium de concentration $C_B = 0,2 \text{ mol/L}$.

Le virage de couleur est obtenu pour un volume de base versée $V_B = 12,0 \text{ mL}$.

1. Légèder le schéma

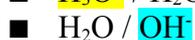


2. Donner la réaction de dissociation de l'acide chlorhydrique dans l'eau.
 $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
3. Donner la réaction de dissolution de l'hydroxyde de potassium dans l'eau.
 $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$

remarque : l'eau sert à dissocier le cristal ionique et n'intervient pas dans la réaction.

4. En déduire l'équation du dosage.
Règle du γ : la base la + forte réagit avec l'acide le + fort
la base : OH^-
l'acide : H_3O^+
 $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

5. Donner les couples Acide/Base de l'équation.



6. Indiquer, en **justifiant** la réponse, la valeur du pH à l'équivalence.
- HCl est un acide fort
 - KOH est une base forte
- donc $\text{pH}_E = 7,0$
7. Calculer la concentration C_A de la solution d'acide chlorhydrique.
À l'équivalence : $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$
d'où : $C_A = C_B \cdot V_B / V_A$
 $C_A = 0,2 \times 12,0 / 20,0 = 0,12 \text{ mol/L}$
8. En déduire la concentration massique C_m en acide.
 $C_m = C \cdot M$
 $C_m = 0,12 \times (1,0 \times 1 + 35,5 \times 1) = 4,38 \text{ g/L}$

On donne en g/mol:

H = 1,0 ; C = 12,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0 ; Na = 23,0 ; Cl = 35,5 ; K = 39,0

CHIMIE ORGANIQUE

1. Introduction

Historiquement, les chimistes dissociaient la **chimie organique** (liée au vivant) et la **chimie minérale**.

Le chimiste allemand Wohler a synthétisé l'urée en 1828 et a ainsi démontré que les composés organiques obéissent aux mêmes lois que les composés minéraux.

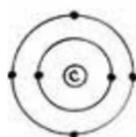
(en savoir plus : http://fr.wikipedia.org/wiki/Friedrich_W%C3%B6hler)

Les composés organiques sont constitués sur la base d'une grande chaîne de carbone (ADN).

Étudier la **chimie organique** c'est étudier la **chimie du carbone**.

2. L'atome de carbone

L'atome de C est tétravalent.



Modèle de Bohr : l'atome de C possède 4 e^- célibataires (valence = 4)

Conséquences :

- il peut donner de multiples liaisons covalentes
- il peut donner des macro molécules (nécessaire au vivant)

Les liaisons possibles :

- 4 liaisons simples
- 1 liaison double + 2 liaisons simples
- 2 liaisons doubles
- 1 liaison triple + 1 liaison simple

3. Les formules chimiques en chimie organique

En chimie organique, nous utiliserons principalement 4 atomes :

- le Carbone $\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}} \cdot$, val(C) = 4
- l'Hydrogène $\text{H} \cdot$, val(H) = 1
- l'Oxygène $\cdot \overset{\cdot}{\text{O}} \cdot$, val(O) = 2
- l'azote $\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{N}}} \cdot$, val(N) = 3

3.1. Formule brute FB

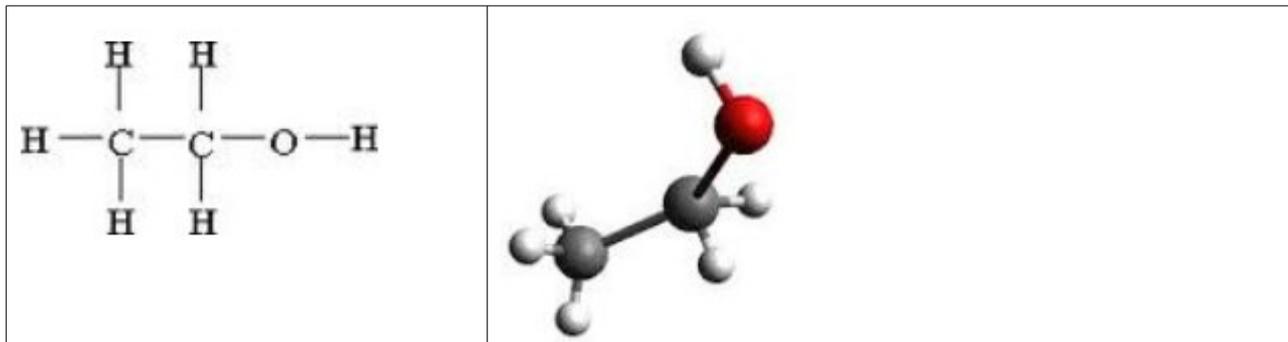
On énumère les atomes dans l'ordre C, H, O et N en mettant en indice l'occurrence des atomes.

Ex : l'éthanol (seul alcool comestible) C_2H_6O

3.2. Formule Développée FD

On représente toutes les liaisons entre les atomes.

Ex : l'éthanol



Remarques :

- le modèle "à plat" ne représente pas le modèle tridimensionnel. Si on déplace O autour de la chaîne C, on obtient toujours la même molécule.
- Si on intercale O dans la chaîne C, on obtient un nouveau type de molécule avec des propriétés très différentes.

3.3. Formule Semi Développée FSD

Dans une formule semi développée, on ne représente pas les liaisons avec H.

Ex : l'éthanol

CH_3-CH_2-OH

On appelle **isomères**, des composés chimiques qui ont même FB mais des FD ou FSD différentes.

Exercice : donner les combinaisons possibles (FSD linéaires) entre 2 C et 1 O (compléter avec H).

lundi 3 déc. 2012

correction exercice : donner les combinaisons possibles (FSD linéaires) entre 2 C et 1 O (compléter avec H).

- $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$
- $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{OH}$
- $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{O}$
- $\text{H}_2\text{C}=\text{C}=\text{O}$
- $\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3$

4. Hydrocarbures

Les hydrocarbures sont des molécules composées uniquement de C et H.

Les hydrocarbures forment l'énergie fossile (matière organique qui s'est décomposée sur plusieurs millions d'années sous haute température et haute pression).

4.1. Les alcanes

Les alcanes sont des hydrocarbures dont la chaîne C ne comporte que des liaisons simples.

Ex : $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$, propane (gaz domestique)

Pour connaître la FG d'un alcane, 2 H par C + 1 H au début et +1 H à la fin de la chaîne.

FB : $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

Le nom des alcanes est donné par le nombre de C.

Nombre de Carbone	préfixe
1	meth
2	eth
3	prop
4	but
5	pent
6	hex
7	hept
8	oct
9	non
10	dec

Nomenclature : préfixe + ane (alcane)

ex : donner le nom de la molécule C_6H_{14}

- 6C = hex
- alcane = ane
- nom = hexane

4.2. Les alcènes

Famille d'hydrocarbure qui possède une **liaison double** dans la chaîne C.

FB : C_nH_{2n}

nomenclature : idem alcane mais on remplace 'ane' par 'ène'.

4.3. Les alcynes

Famille d'hydrocarbure qui possède une **liaison triple** dans la chaîne C.

FB : C_nH_{2n-2}

nomenclature : idem alcane mais on remplace 'ane' par 'yne'.

Ex : donner les noms C_3H_6 , C_5H_{12} et C_4H_6

- C_3H_6 : 3C (prop), famille des alcènes ($H = 2 \times C$) → propène
- C_5H_{12} : 5C (pent), famille des alcanes ($H = 2 \times C + 2$) → pentane
- C_4H_6 : 4C (but), famille des alcynes ($H = 2 \times C - 2$) → butyne

Ex2 : donner la FSD de l'**hexane**

- hex = 6 C
- ane = liaison simple

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3 \rightarrow H_3C-(CH_2)_4-CH_3$

Ex3 : donner les combinaisons possibles (FSD) d'un alcane linéaire possédant 5 C

jeudi 6 déc. 2012

correction exercice

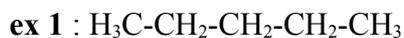
donner les combinaisons possibles (FSD) d'un alcane linéaire possédant 5 C



remarque : toutes ces molécules sont des isomères (FB = C_5H_{12} avec FSD différentes). On est obligé d'étendre la nomenclature pour désigner les autres molécules.

Nomenclature :

1. on repère la chaîne C la + longue \rightarrow idem alcane
2. on repère les ramifications
3. sur chaque ramification, le nbr de C donne le nom idem alcane, on remplace 'ane' par 'yl'
4. pour chaque ramification on indique l'indice de position sur la chaîne C le + **petit** possible
5. on classe les ramifications par ordre alphabétique



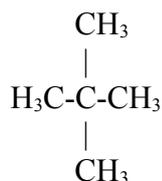
5C = pent, liaison simple = alcane : pentane

ex 2 :



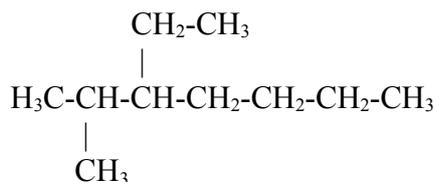
- Chaîne C la + longue = 4C (but) avec que des liaisons simples (ane)
- 1 ramification (yl) en 1C (meth)
- position la + petite sur la chaîne en C2
- nom : 2-methyl-butane

ex 3 :



- chaîne C la plus longue : 3C (prop), liaison simple (ane)
- ramification : 2 en C2 qui comporte 1C (meth)
- nom : 2,2 diméthyl-propane

ex 4 :



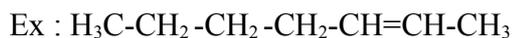
- chaîne C principale : 7C heptane
- 1 ramification en C2 de 1C : methyl
- 1 ramification en C3 de 2C : ethyl
- nom : 3-ethyl,2-methyl-heptane

remarque 1 : dans les exemples ci-dessus, toutes ces molécules sont des isomères dont la FSD change par rapport à la ramification. **Ce sont des isomères de chaîne.**

Remarque 2 : il existe également des **isomères de fonction.**

- $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$ (un alcool : l'éthanol)
- $\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3$ (un éther-oxyde : oxyde de diméthyle)

Si la chaîne C possède une liaison double ou triple, il faut donner dans son nom, la position du C qui porte cette liaison. L'indice de position doit être le + **petit** possible.



la chaîne principale comporte 7C avec liaison double : heptène

la double liaison est portée en **C2**

nom : hept-**2**-ène

Ces types de molécules forment **des isomères de position.**

A faire sur feuille : ex15p78 + ex16p78

1. Objectif du TP

Mise en évidence des fonctions aldéhyde (HC=O, alcool **déshydrogéné**) et cétone (C=O).

2. Matériel & Produits

- Tube à essai x 3 + bouchons
- Porte tubes
- Propipette
- Bain marie
- Eau distillée, H₂O (hémioxyde d'hydrogène)
- Acétaldéhyde (toxique et irritant), CH₃CHO
- Acétone (toxique et irritant), CH₃COCH₃
- Hydroxyde de sodium, NaOH : 0,1 M
- 2,4-DNPH (DiNitroPhénylHydrazine), C₆H₆N₄O₄
- Réactif de Schiff
- Liqueur de Fehling (complexe [Cu^{II}(tartrate)₂]⁴⁻)*

3. Protocole

Manipulation :

- Verser dans trois tubes à essai 1 mL de réactif de Schiff.
- Verser quelques gouttes d'acétaldéhyde dans le 1^{er} tube
- Verser quelques gouttes d'acétone dans le 2^{ème} tube
- Verser 1 mL d'eau (tube témoin) dans le 3^{ème} tube

- Nettoyer les tubes

- Verser dans trois tubes à essai 1 mL de 2,4-DNPH
- Verser quelques gouttes d'acétaldéhyde dans le 1^{er} tube
- Verser quelques gouttes d'acétone dans le 2^{ème} tube
- Verser 1 mL d'eau (tube témoin) dans le 3^{ème} tube

- Nettoyer les tubes

- Verser dans trois tubes à essai 3 gouttes d'hydroxyde de sodium
- Verser 1 mL d'acétaldéhyde dans le 1^{er} tube
- Verser 1 mL d'acétone dans le 2^{ème} tube
- Verser 1 mL d'eau (tube témoin) dans le 3^{ème} tube
- Verser dans les trois tubes à essai 3 gouttes de Liqueur de Fehling
- Chauffer les tubes au bain marie

* acide tartrique : acide 2,3-dihydroxybutanedioïque (HOOC-CHOH-CHOH-COOH)

4. Exploitation

Recopier et compléter le tableau suivant :

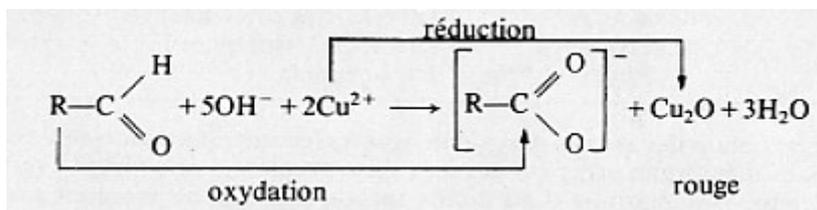
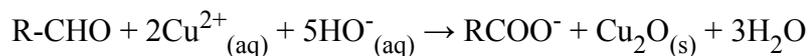
	Acétaldéhyde	Acétone	Eau distillée
réactif de Schiff			
DNPH			
Liqueur de Fehling			
Formule Semi Développée			
Nom systématique (IUPAC ^{**})			
Carbone fonctionnel ^{***}			
conclusion			

^{**} International Union of Pure and Applied Chemistry

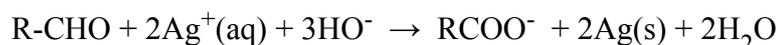
^{***} le carbone fonctionnel correspond au carbone qui porte la fonction carbonyle C=O

1. Liqueur de Fehling

La **réaction de Fehling** est une réaction caractéristique des aldéhydes au cours de laquelle le cuiivre oxyde l'aldéhyde pour donner un acide carboxylique.



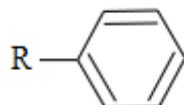
Il en va de même avec le nitrate d'argent (Réactif de Tollens).



2. DNPH

L'**hydrazine** est un composé chimique azoté de formule chimique N₂H₄ et de formule semi-développée NH₂-NH₂. L'hydrazine est miscible à l'eau en toutes proportions avec une odeur rappelant celle de l'ammoniaque.

En chimie, on appelle **groupe phényl** le groupe fonctionnel ayant la formule suivante : R-C₆H₅

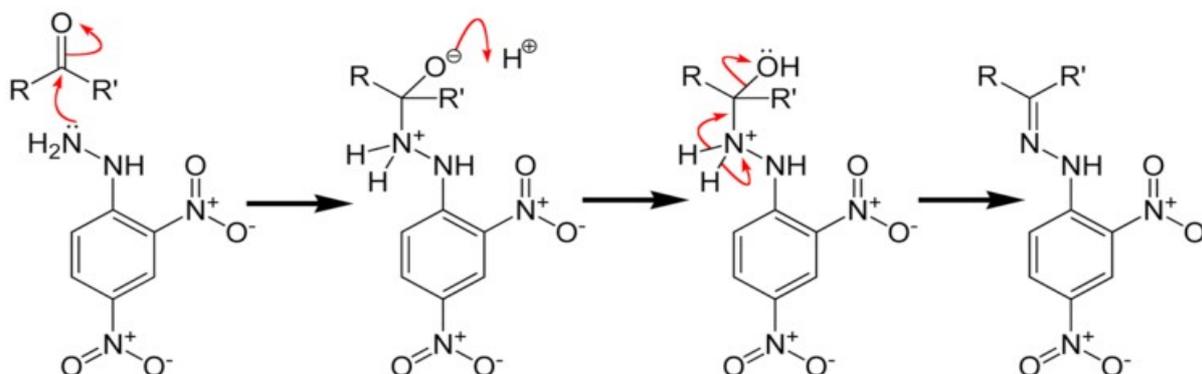


La **2,4-dinitrophénylhydrazine** (ou **2,4-DNPH**) est synthétisée par substitution nucléophile aromatique de l'hydrazine sur le

1-chloro (ou 1-bromo) 2,4-dinitrobenzene.

La préparation d'une solution de réactif peut être obtenue ainsi : on dissout doucement 3 g de DNPH dans 15 ml de H₂SO₄ à 98 %, 20 ml d'eau et 70 ml d'éthanol. Il faut prévoir de refroidir pour éviter tout échauffement.

Ex : réaction d'une cétone avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine



Correction TP

	Acétaldéhyde	Acétone	Eau distillée
réactif de Schiff	Couleur rose	Pas de réaction	incolore
DNPH	Précipité jaune	Précipité jaune	jaune
Liquueur de Fehling	Précipité rouge brique	Pas de réaction	bleue
Formule Semi Développée	CH ₃ -CH=O	CH ₃ -C(=O)-CH ₃	
Nom systématique (IUPAC ^{**})	éthanal	propanone	
Carbone fonctionnel ^{***}	Surligné jaune		
conclusion	<ul style="list-style-type: none"> - DNPH met en évidence aldéhydes + cétones - Schiff (ou LF) met en évidence aldéhydes 		

** International Union of Pure and Applied Chemistry

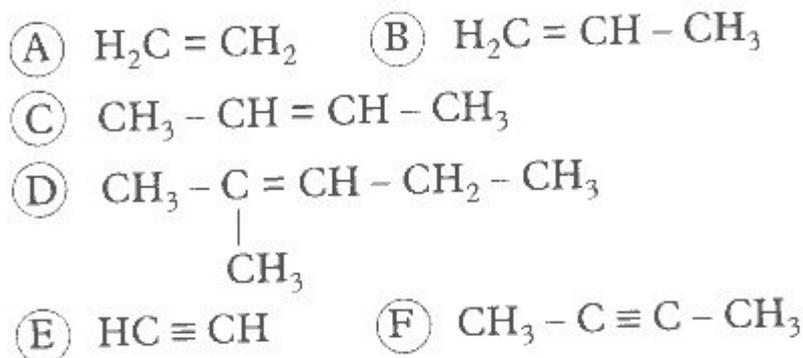
*** le carbone fonctionnel correspond au carbone qui porte la fonction carbonyle C=O

Lundi 17 déc. 2012

correction exercices

ex15p78 : nomenclature

Donner les noms des alcènes et des alcynes ayant pour formules semi-développées :



A : éthène (éthylène)

B : propène (prop-1-ène)

C : but-2-ène

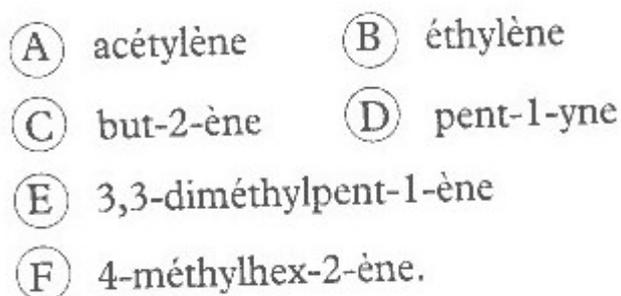
D : 2-méthyl-pent-2-ène

E : éthyne (acétylène)

F : but-2-yne

ex16p78 : FSD

Écrire les formules semi-développées des alcènes et alcynes suivants :



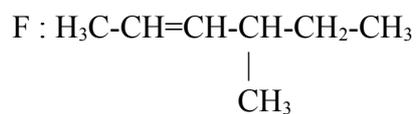
A : $\text{HC} \equiv \text{CH}$

B : $\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$

C : $\text{H}_3\text{C} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$

D : $\text{HC} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

E :
$$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$



ex19p80 : isomère de chaîne C_5H_{12} (alcane)

Écrire les formules semi-développées des 3 isomères de chaîne correspondant à la formule C_5H_{12} .

Donner les noms de chacun de ces 3 composés.

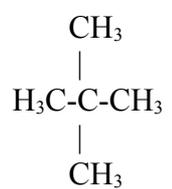
- pentane



- 2-méthyl-butane



- 2,2-diméthyl-propane



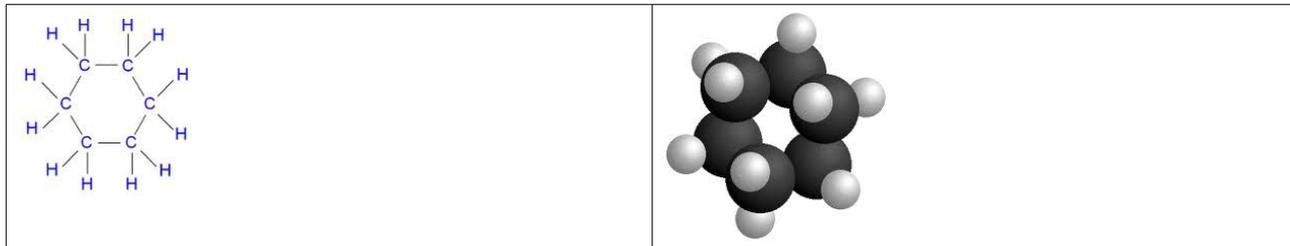
4.4. Les hydrocarbures cycliques

La chaîne C d'un hydrocarbure cyclique forme un "cercle".

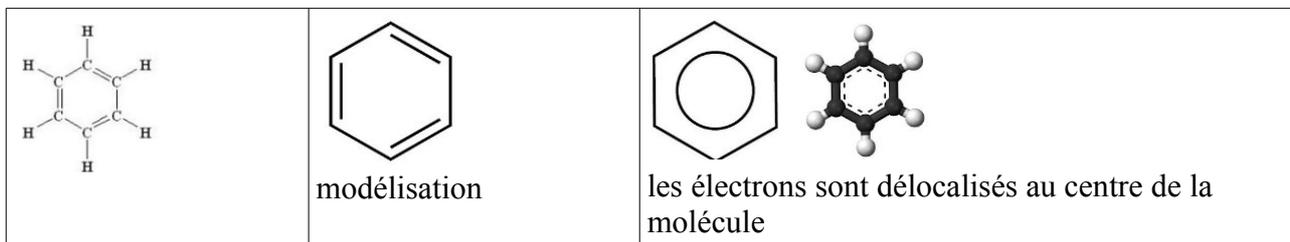
FG : C_nH_{2n} (il faut enlever 2H pour créer une liaison simple)

nomenclature : idem alcane, on fait précéder le nom par "cyclo".

Ex : cyclo-hexane (chaîne de 6C)



Il existe également une famille qui possède des liaisons doubles (hydrocarbures insaturés) dont le représentant le plus connu est le benzène (produit cancérigène).



En savoir plus : <http://fr.wikipedia.org/wiki/Benz%C3%A8ne>

5. Les fonctions organiques

Une fonction organique est un atome (ou groupe d'atomes) qui s'ajoute sur la chaîne C et confère à la molécule des propriétés particulières.

5.1. fonctions oxygénées

famille	Fonction	FG	nomenclature
alcool	-OH	$C_nH_{2n+1}OH$	Idem alcane, on remplace ane par ol
aldéhyde	-CHO	$C_nH_{2n+1}CHO$	Idem alcane, on remplace ane par al
cétone	-CO-	R-CO-R'	Idem alcane, on remplace ane par one
Acide carboxylique	-COOH	$C_nH_{2n+1}COOH$	Idem alcane, on remplace ane par oïque précédé par acide
ester	-COO-	R-COO-R'	Voir TP
éther-oxyde	-O-	R-O-R'	Idem alcane, on remplace ane par yle énuméré par ordre alphabétique

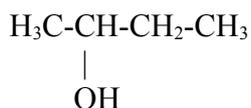
5.1.1. Les alcools

Le groupe hydroxyle (-OH) confère la propriété de toutes les molécules d'alcool.

Ex : donner le nom de la molécule suivante :

$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ ou $\text{H}_3\text{C}-(\text{CH}_2)_3-\text{OH} \rightarrow$ butanol

ex2 : donner la FSD du butan-2-ol



remarque : selon le C qui porte la fonction OH (C fonctionnel), on définit des classes d'alcool (voir TP).

5.1.2. Les aldéhydes

Les aldéhydes sont des dérivés d'hydrocarbures.

On substitue 1 O à 2 H sur le C terminal ou initial de la chaîne C.

FD : $\text{R}-\text{C}=\text{O}$



R : radical alkyle qui comporte 0 à n C.

ex 1 : donner la FSD et le nom de l'aldéhyde le + simple.

$\text{H}-\text{C}=\text{O} \rightarrow$ méthanal (dilué à 20% avec de l'eau il donne le formol)



FBG : $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{CHO}$

ex 2 : donner le nom de $\text{C}_4\text{H}_9\text{CHO}$

- 5 C = pent
- fonction aldéhyde CHO = al
- nomenclature : pentanal

5.1.3 Les cétones

Les cétones sont également des dérivés d'hydrocarbures.

On substitue 1 O à 2 H sur un C de chaîne C qui n'est pas terminal.

FSD : $\text{R}-\text{C}-\text{R}'$



R et R' : radicaux qui comportent de 1 à n C.

ex 1 : donner la FSD et le nom de la cétone la + simple.

$\text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \rightarrow$ propanone



ex 2 : donner le nom de $\text{H}_5\text{C}_2\text{COC}_3\text{H}_7$

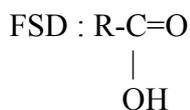
- 6 C = hex
- fonction cétone = one
- nomenclature = hexan-3-one (la fonction cétone se trouve sur C3)

FBG : $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COC}_n\text{H}_{2n+1}$

5.1.4 Les acides carboxyliques

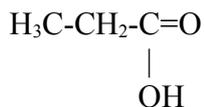
Un acide carboxylique dérive d'un hydrocarbure.

On substitue 1 O à 2 H et un groupe hydroxyle (OH) à un H d'un C terminal.

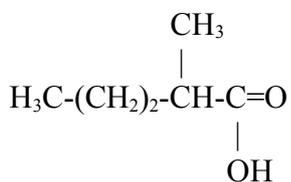


remarque : le C fonctionnel ne porte pas une fonction alcool mais un groupement hydroxyle (-OH) + carbonyle (C=O) qui forment un groupement carboxyle (fonction acide carboxylique).

Ex 1 : donner la FSD de l'acide propanoïque



Ex 2 : donner le nom systématique de :



5C sur la chaîne principale = pent

1 ramification de 1C en C2 = 2-méthyl

nom : acide 2-méthyl pentanoïque

Ex 3 : rechercher la FSD de l'acide lactique et donner son nom systématique

Ex sur feuille : ex34p83 + ex36p83

contrôle cours + nomenclature

1 pt 1. Donner la définition d'un hydrocarbure.

2 pts 2. Donner la définition d'un isomère.

2 pts 3. Donner les formules brutes générales :
• d'un alcane
• d'un alcène

4 pts 4. Compléter le tableau ci-dessous.

Nombre de Carbone	préfixe
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	
8	

8 pts 5. Compléter le tableau ci-dessous.

Formule Brute	famille	nomenclature
C_2H_5OH		
		pentane
C_3H_6		
		butanol
		propanal
$C_2H_5COC_3H_7$		
CH_3CHO		
		heptan-3-one

3 pts 6. Donner les FSD des molécules suivantes :
• 2,2 diméthyl-propane
• 3-éthyl-2-méthyl-heptane
• 3-méthyl-pentan-2-ol

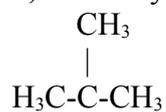
2 pts 7. Donner les noms des groupements suivants :
• -OH
• $\begin{array}{c} -C- \\ || \\ O \end{array}$

5. Compléter le tableau ci-dessous.

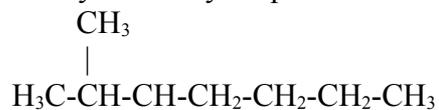
Formule Brute	famille	nomenclature
C_2H_5OH	alcool	éthanol
C_5H_{12}	alcane	pentane
C_3H_6	alcène	propène
C_4H_9OH	alcool	butanol
C_2H_5CHO	aldéhyde	propanal
$C_2H_5COC_3H_7$	cétone	hexan-3-one
CH_3CHO	aldéhyde	éthanal
$C_2H_5COC_4H_9$	cétone	heptan-3-one

6. Donner les FSD des molécules suivantes :

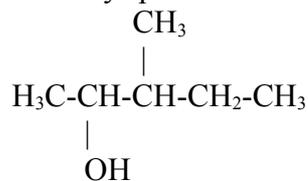
- 2,2 diméthyl-propane



- 3-éthyl-2-méthyl-heptane



- 3-méthyl-pentan-2-ol



1. Objectif du TP

Identifier un alcool à partir de son oxydation par le permanganate de potassium.

2. Matériel & Produits

- Tubes à essai x 5 + bouchons
- Porte tubes
- Propipette
- Eau distillée, H₂O (hémioxyde d'hydrogène)
- Alcool A₁ : Ethanol
- Alcool A₂ : Butan-2-ol
- Alcool A₃ : Méthyl-propan-2-ol
- Acide sulfurique (H₂SO₄) : 1 M
- Permanganate de potassium (KMnO₄) : 0,1 M
- Réactif de Schiff
- 2,4-DNPH (DiNitroPhénylHydrazine), C₆H₆N₄O₄

3. Protocole

- Manipulation :
- Verser dans 4 tubes à essai 1 mL d'acide sulfurique.
 - Ajouter ensuite 3 gouttes de Permanganate de potassium dans chaque tube.
 - Verser 1 mL d'alcool A₁ dans le 1^{er} tube.
 - Verser 1 mL d'alcool A₂ dans le 2^{ème} tube.
 - Verser 1 mL d'alcool A₃ dans le 3^{ème} tube.
 - Verser 1 mL d'eau (tube témoin) dans le 4^{ème} tube.
 - Laisser réagir 5 minutes.
 - Diviser en deux la solution du 1^{er} tube à l'aide d'un autre tube à essai.
 - Verser dans l'un quelques gouttes de réactif de Schiff.
 - Verser dans l'autre quelques gouttes de DNPH.
 - Recommencer les mêmes opérations pour les tubes 2, 3 et 4.

4. Exploitation

Compléter le tableau suivant :

	Ethanol	Butan-2-ol	Méthyl-propan-2-ol	Eau
Observation avec KMnO ₄				
réactif de Schiff ²				
2,4-DNPH				
Formule Semi Développée				
Carbone fonctionnel ³				
Classe d'alcool				
conclusion				

2 La réaction doit se faire à froid et en milieu non-basique.

3 Le carbone fonctionnel correspond au carbone qui porte le groupe hydroxyle –OH

Classification des alcools

Un alcool a pour formule générale : $R - OH$ (où R est un radical organique).

Selon la nature du carbone portant le groupement alcool, on distingue :

- Les alcools **primaires** (classe I), dont le carbone comportant le groupement hydroxyle est lié à au moins deux atomes d'hydrogène et un radical organique R.
- Les alcools **secondaires** (classe II), dont le carbone comportant le groupement hydroxyle est lié à un atome d'hydrogène et deux radicaux organiques R et R'.
- Les alcools **tertiaires** (classe III), dont le carbone comportant le groupement hydroxyle est lié à trois radicaux organiques R, R' et R''.

Compléter le tableau suivant :

	Ethanol	Butan-2-ol	Méthyl-propan-2-ol	Eau
Observation avec KMnO_4	décoloration	décoloration	Pas de réaction	violet
réactif de Schiff ⁴	Couleur rose	Pas de réaction	Pas de réaction	incolore
2,4-DNPH	Précipité jaune	Précipité jaune	Pas de réaction	jaune
Formule Semi Développée	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$	$\text{CH}_3\text{-CH(OH)-CH}_2\text{-CH}_3$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{-C-CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$	
Carbone fonctionnel ⁵	Surligné en jaune			
Classe d'alcool	I	II	III	
Conclusion → oxydation	Alcool I → Aldéhyde → acide carboxylique Alcool II → cétone Alcool III → RIEN			

Classification des alcools

Un alcool a pour formule générale : R-OH (où R est un radical organique).

Selon la nature du carbone portant le groupement alcool, on distingue :

- Les alcools **primaires** (classe I), dont le carbone comportant le groupement hydroxyle est lié à au moins deux atomes d'hydrogène et un radical organique R.
- Les alcools **secondaires** (classe II), dont le carbone comportant le groupement hydroxyle est lié à un atome d'hydrogène et deux radicaux organiques R et R'.
- Les alcools **tertiaires** (classe III), dont le carbone comportant le groupement hydroxyle est lié à trois radicaux organiques R, R' et R''.

4 La réaction doit se faire à froid et en milieu non-basique.

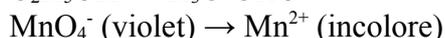
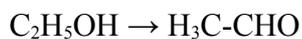
5 Le carbone fonctionnel correspond au carbone qui porte le groupe hydroxyle -OH

Réaction d'oxydation d'un alcool.

1. oxydation d'un alcool de classe I

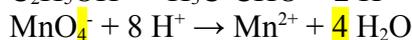
alcool I → aldéhyde (oxydation)

ion permanganate → ion manganèse (réduction)

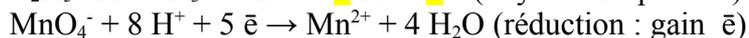


équilibre en matière

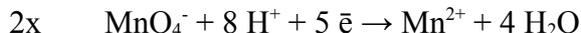
- les H manquant se retrouvent sous forme d'ions H^+
- les O manquant se retrouvent sous forme d'eau H_2O



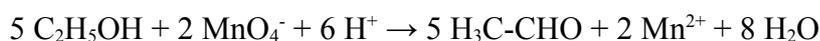
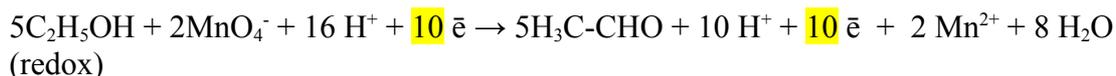
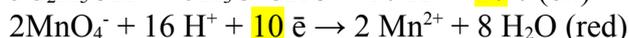
équilibre en charges



oxydoréduction : l'échange en $\bar{\text{e}}$ doit être équilibré



devient :



remarque : les ions H^+ sont apportés par l'acide sulfurique H_2SO_4 , l'acide participe à la réaction et permet au permanganate (violet) de se transformer en manganèse (incolore).

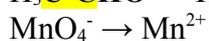
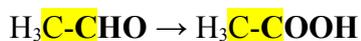
Pour lundi : continuer la réaction aldéhyde → ac. carboxylique

lundi 14 janvier 2013

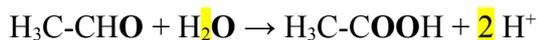
correction exercice

aldéhyde → acide carboxylique (oxydation)

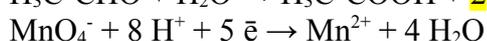
ion permanganate → ion manganèse (réduction)



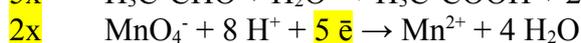
1. équilibre en matière



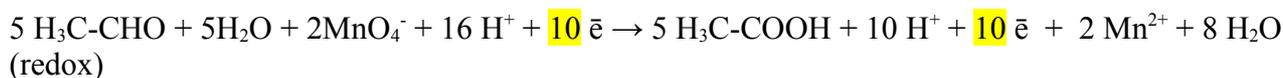
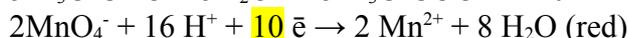
2. équilibre en charges



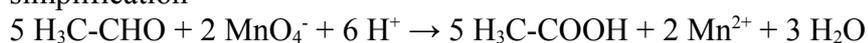
3. oxydoréduction : l'échange en $\bar{\text{e}}$ doit être équilibré



devient :



simplification



Lundi 7 janvier 2013

correction ex34p83 + ex36p83

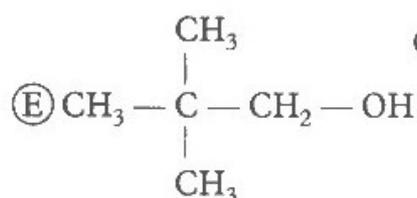
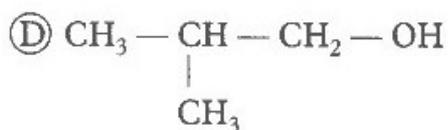
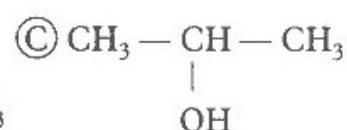
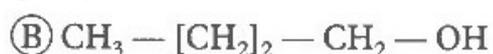
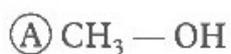
ex34p83

Recopier et compléter le tableau ci-dessous :

fonction	FG	groupement	exemple
Alcool I	R-CH ₂ -OH	-OH	CH ₃ -CH ₂ -OH éthanol
Alcool II	R-CH-OH R'	-OH	CH ₃ -CHOH-CH ₃ propan-2-ol
Alcool III	R' R-C-OH R''	-OH	CH ₃ CH ₃ -C-CH ₃ OH 2-méthyl-propan-2-ol
aldéhyde	R-CHO	-CHO	CH ₃ -CHO éthanal
Acide carboxylique	R-COOH	-COOH	CH ₃ -CH ₂ -COOH acide propanoïque
ester	R-COO-R'	-COO-	CH ₃ -COO-CH ₂ -CH ₃ Éthanoate d'éthyle

Ex36p83

Donner le nom des alcools ayant pour formule :



A : méthanol

B : butanol

C : propan-2-ol

D : 2-méthyl-propanol

E : 2,2-diméthyl-propanol

1. Objectif du TP

Synthèse d'un ester.

2. Matériel & Produits

- Chauffe ballon
- ballon + support liège
- réfrigérant à boules
- éprouvette graduée 10 mL
- Ampoule à décanter
- bécher 100 mL
- erlenmeyer 50 mL + bouchon
- butanol (C_4H_9OH)
- acide éthanoïque (CH_3COOH)
- acide sulfurique (H_2SO_4), 1 M
- hydrogénocarbonate de sodium ($NaHCO_3$)
- Bleu de BromoThymol (dibromothymolsulfonephthaléine)
- Eau saturée en sel de cuisine ($NaCl$)

3. Protocole

- Manipulation :
- Mettre 10 mL de butanol et 10 mL d'acide éthanoïque dans le ballon à l'aide de l'éprouvette graduée.
 - Rajouter 20 gouttes d'acide sulfurique.
 - Brancher le réfrigérant sur le ballon.
 - Allumer le chauffe ballon et brancher le circuit d'eau.
 - Attendre 30 minutes.

Relargage

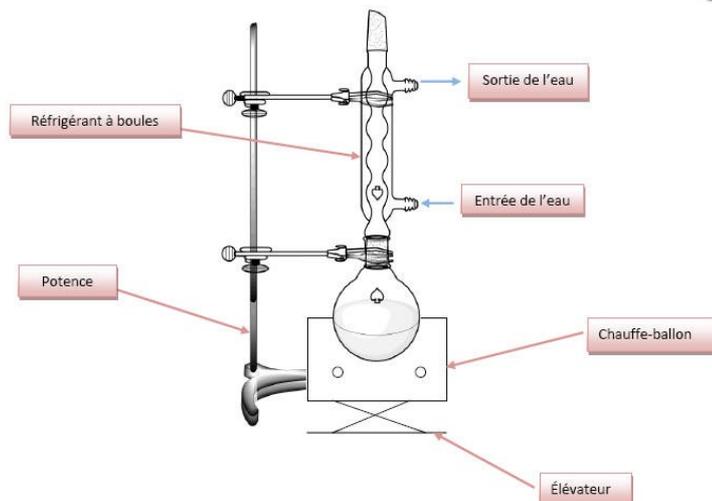
- Verser le contenu du ballon dans l'ampoule à décanter.
- Rajouter 50 mL d'eau salée à l'aide du bécher.
- Rajouter quelques gouttes de BBT.

Lavage

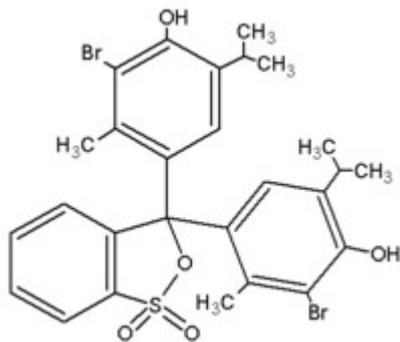
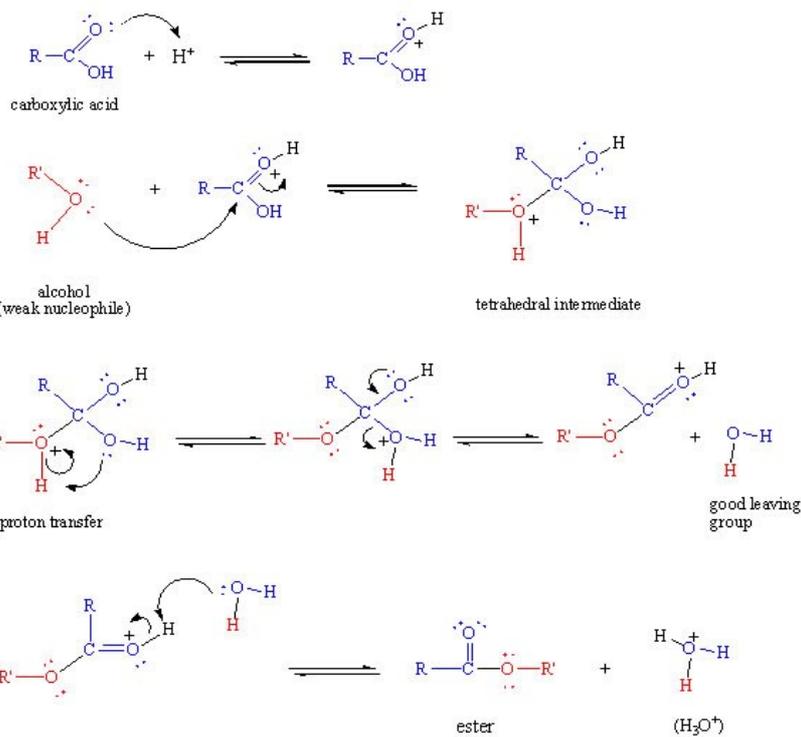
- Vider la phase aqueuse.
- Rajouter une cuillère de bicarbonate de sodium dans l'ampoule à décanter.
- Rajouter 50 mL d'eau salée à l'aide du bécher.
- Laisser réagir quelques minutes puis vider la phase aqueuse.
- Récupérer la phase organique dans un erlenmeyer.

4. Exploitation

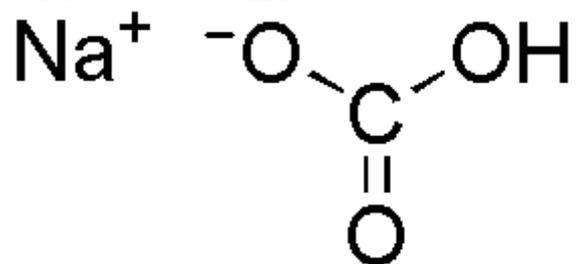
- 4.1. Expliquer le phénomène observé lors de l'étape de relargage.
- 4.2. Indiquer pourquoi il est préférable d'utiliser de l'eau salée à la place de l'eau distillée.
- 4.3. Indiquer à quoi sert le BBT.
- 4.4. Expliquer le phénomène observé lors de l'étape de lavage
- 4.5. Donner l'équation bilan de la réaction observée.
- 4.6. A partir de l'équation ci-dessous, compléter les formules générales par les formules semi-développées des produits utilisés.
- 4.7. Indiquer les noms des composés, entourer les groupements fonctionnels en les nommant.
- 4.8. Conclure concernant le rendement de cette réaction (justifier la réponse).



Fischer Esterification Reaction Mechanism (nucleophilic acyl substitution)



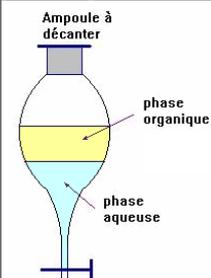
dibromothymolsulfonephthaléine



hydrogénocarbonate de sodium

- **Exploitation**

4.1. Expliquer le phénomène observé lors de l'étape de relargage.

	<p>Nous observons 2 phases :</p> <ul style="list-style-type: none"> - une phase organique d'aspect huileux qui surnage, composée principalement d'ester. - une phase aqueuse en dessous, composée principalement d'eau salée.
-----------------------------------------------------------------------------------	-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

4.2. Indiquer pourquoi il est préférable d'utiliser de l'eau salée à la place de l'eau distillée.

L'eau salée étant plus dense, il y a une meilleure séparation entre les deux phases.

4.3. Indiquer à quoi sert le BBT.

Le BBT est un indicateur coloré qui nous donne une indication sur le pH de la solution : Bleu (basique), jaune (acide) et vert (neutre).

Il nous indique si l'ester comporte encore de l'acide après la phase de lavage.

4.4. Expliquer le phénomène observé lors de l'étape de lavage

Nous observons une effervescence qui met en évidence un dégagement gazeux composé de CO_2 .

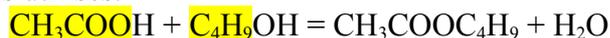
4.5. Donner l'équation bilan de la réaction observée.

Hydrogencarbonate + ion hydronium $\rightarrow \text{CO}_2 + \text{eau}$

l'acide est neutralisé par la base (Hydrogencarbonate)

$\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

4.6. A partir de l'équation ci-dessous, compléter les formules générales par les formules semi-développées des produits utilisés.



4.7. Indiquer les noms des composés, entourer les groupements fonctionnels en les nommant.

acide éthanóique + butanol = éthanoate de butyle + eau



acide carboxylique alcool I ester

4.8. Conclure concernant le rendement de cette réaction (justifier la réponse).

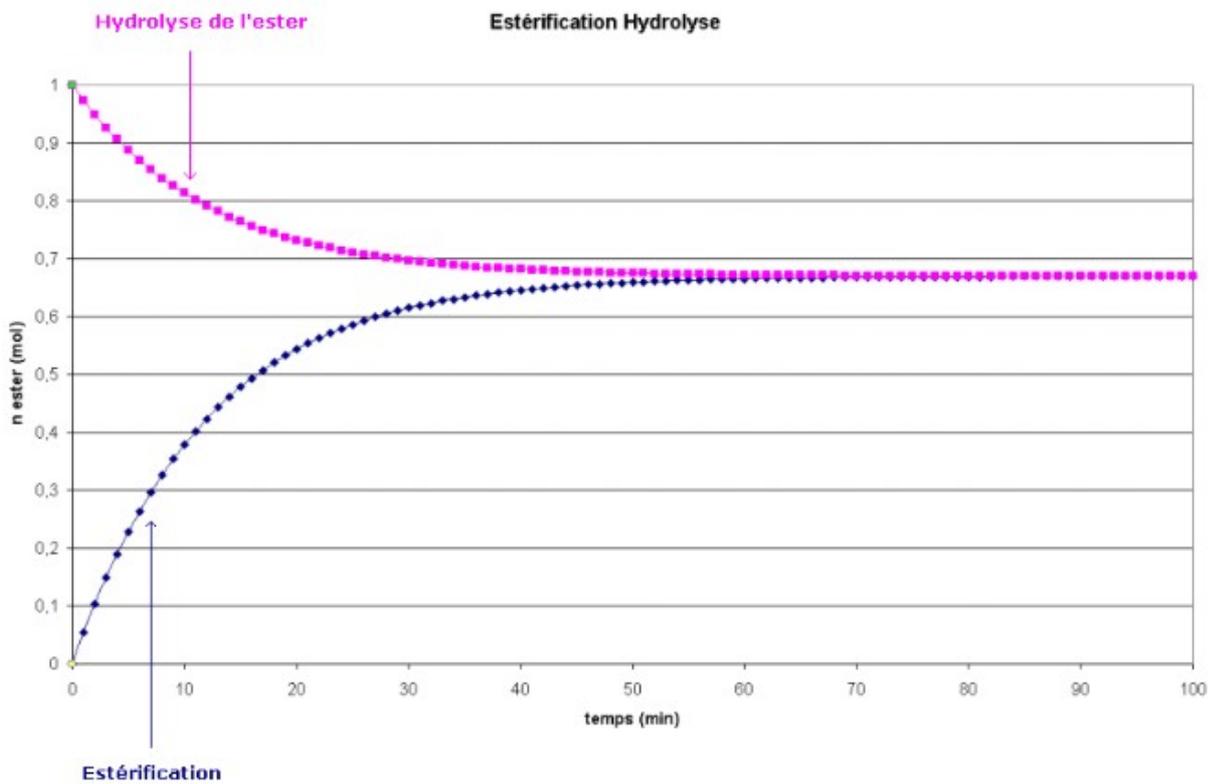
10 mL d'acide carboxylique on réagit avec 10 mL d'alcool pour donner 10 mL d'ester.

Le rendement est d'environ 50 % à première vue.

Cette réaction (**estérification**) est :

- **lente**, car il faut chauffer pendant au moins 30 min avec un catalyseur (l'acide sulfurique)

- **partielle**, puisque le rendement < 100 %



La réaction d'estérification (sens : acide + alcool) s'équilibre avec la réaction d'hydrolyse (sens : ester + eau) comme l'indique le graphique avec un rendement d'environ 68%.

Remarque : les esters sont utilisés dans l'industrie agro alimentaire comme arômes artificiels. Le goût va dépendre de l'acide et de l'alcool utilisé.

Nomenclature des esters

Un ester est formé à partir d'un **acide carboxylique** + d'un **alcool**.

Expérience réalisé par le chimiste Français Marcellin Berthelot.

Pour en savoir plus : http://fr.wikipedia.org/wiki/Marcellin_Berthelot

on prend le nom de **l'acide**

- on enlève acide
- on remplace 'oïque' par 'oate'

on fait suivre du nom de **l'alcool**

- idem alcane on remplace '**ane**' par '**yle**'
(nom de l'alcane, on remplace le ane terminal par yle)
- que l'on fait précéder par 'de'

ex : estérification de C_2H_5COOH par C_2H_5OH

C_2H_5COOH : acide propanoïque (3C)

C_2H_5OH : éthanol (2C)

nom de l'ester : propanoate d'éthyle

ex 2 : on fait réagir de l'acide butanoïque avec du propanol

1. donner l'équation d'estérification

acide butanoïque : C_3H_7COOH

propanol : C_3H_7OH

C_3H_7COOH + **C_3H_7OH** = ester + H_2O

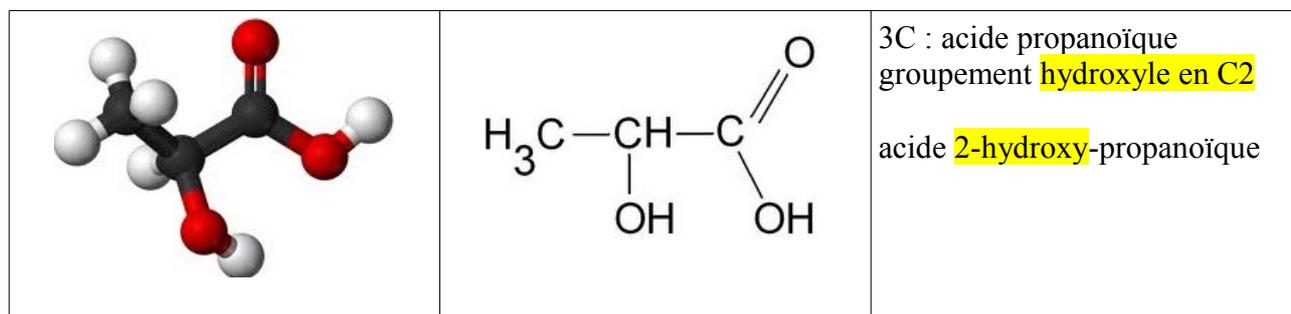
$C_3H_7COOH + C_3H_7OH = C_3H_7COOC_3H_7 + H_2O$

2. donner le nom de l'ester obtenu.

Butanoate de propyle

Lundi 14 janvier

correction : rechercher la FSD de l'acide lactique et donner son nom systématique

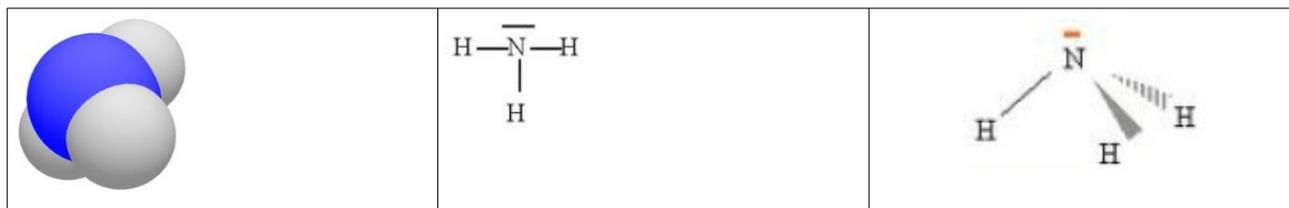


5.2. Fonctions azotées

5.2.1. Les amines

Les amines dérivent de l'ammoniac (NH₃), on substitue un H avec un radical alkyle R.

Molécule d'ammoniac (modèles)



Pour en savoir plus : <http://fr.wikipedia.org/wiki/Ammoniac>

FG : R-NH₂, R : radical composé d'une chaîne C d'au moins 1 C.

Nomenclature : nom du radical alkyle + amine

ex 1 : donner le nom en nomenclature systématique de C₃H₇NH₂

3 C : propyl

propylamine

Selon le nombre H substitués à l'ammoniac, on définit plusieurs classes d'amines :

1 H : amine de classe I (amine primaire), R-NH₂

2 H : amine de classe II (amine secondaire), R-NH-R'

3 H : amine de classe III (amine tertiaire), R-N-R'

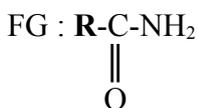


Sur feuille pour jeudi : réaction d'oxydation d'un alcool de classe I (éthanol) par le dichromate (p 65).

jeudi 17 janvier 2013

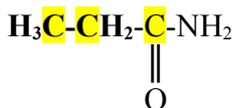
5.2.2. Les amides

Un amide est constitué d'une chaîne C, sur laquelle le C fonctionnel porte à la fois une fonction amine I et un groupement carbonyle.

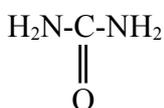


nomenclature : nom de l'alcane, on remplace le 'e' final par 'amide'

ex : donner la FSD de la **propanamide**



cas de l'urée : la FB de l'urée $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$



Pour en savoir plus : <http://fr.wikipedia.org/wiki/Ur%C3%A9e>

remarque : l'urée est un diamide qui porte 2 groupements amide.

Ex : on fait réagir de l'éthylamine avec de l'eau.

L'éthylamine se comporte comme une base **faible** (cf ammoniac)

1. Donner la FSD de l'éthylamine



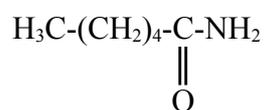
2. Donner l'équation de réaction de l'éthylamine avec l'eau.



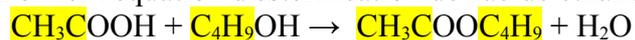
Pour lundi : controle cours + nomenclature (nom \Leftrightarrow FSD)

- alcools (classes)
- esters
- fonctions azotées

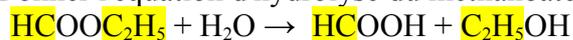
- 1 pt 1. Donner la formule générale d'un alcool de classe III.
- 1 pt 2. Donner la formule générale d'un ester.
- 3 pts 3. Indiquer les familles chimiques obtenues lors de l'oxydation d'un :
- alcool I $\rightarrow ? \rightarrow ?$
 - alcool II $\rightarrow ? \rightarrow ?$
 - alcool III $\rightarrow ? \rightarrow ?$
- 1 pt 4. Un alcool est oxydé en donnant du propanone.
- 1 pt 4.1. Indiquer le test caractéristique qui permet d'identifier la famille chimique du propanone.
- 1 pt 4.2. Donner le nom de l'alcool qui a été oxydé.
- 2 pts 5. Indiquer les 2 caractéristiques d'une réaction estérification.
- 3 pts 6. Donner l'équation d'estérification de l'acide éthanoïque par le butanol.
- 3 pts 7. Donner l'équation d'hydrolyse du méthanoate d'éthyle.
- 2 pts 8. Donner les FSD des molécules suivantes :
- éthanoate de méthyle
 - butanoate d'éthyle
- 1 pt 9. Donner la formule générale d'une amine de classe II.
- 1 pt 10. Donner la formule générale d'un amide.
- 2 pts 11. Donner les FSD des molécules suivantes :
- butanamide
 - ethylamine
- 2 pts 12. Donner le nom en nomenclature systématique des molécules suivantes :



6. Donner l'équation d'estérification de l'acide éthanoïque par le butanol.

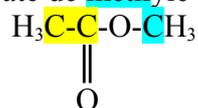


7. Donner l'équation d'hydrolyse du méthanoate d'éthyle.

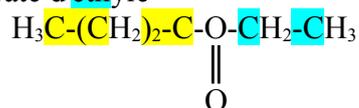


8. Donner les FSD des molécules suivantes :

éthanoate de méthyle

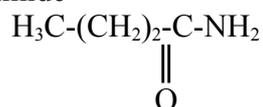


butanoate d'éthyle



11. Donner les FSD des molécules suivantes :

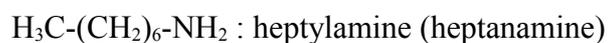
butanamide



éthylamine



12. Donner le nom en nomenclature systématique des molécules suivantes :

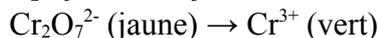
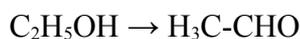


lundi 21 janvier 2013

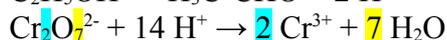
correction exercice : réaction d'oxydation d'un alcool de classe I (éthanol) par le dichromate.

alcool I \rightarrow aldéhyde (oxydation)

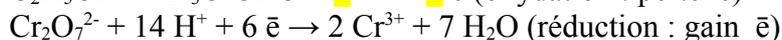
ion dichromate \rightarrow ion chrome III (réduction)



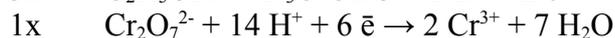
1. équilibre en matière



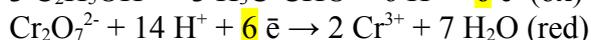
2. équilibre en charges



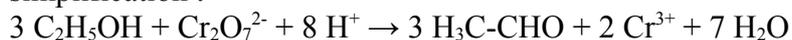
3. oxydoréduction : l'échange en $\bar{\text{e}}$ doit être équilibré



devient :



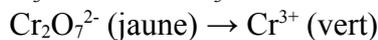
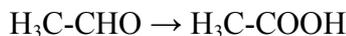
simplification :



Remarque : si les réactifs sont en excès (acide + dichromate) alors la réaction se poursuit.

aldéhyde \rightarrow acide carboxylique (oxydation)

ion dichromate \rightarrow ion chrome III (réduction)



Biomolécules

1. Introduction

Voici quelques étiquettes qui indiquent la composition de produits alimentaires courants :

512 Kcal		
	1,1 % de sel	13,3 % mat. Gr.
Valeurs nutritionnelles moyennes		
	Pour 100 g	Pour ce plat
Énergie	177 Kcal 734 KJ	512 Kcal 2127 KJ
Protéines	5,3 g	15,4 g
Glucides	8,9 g dont sucres: 2,6 g	25,8 g dont sucres: 7,5 g
Lipides	13,3 g dont sucres: 7,01 g	38,6 g dont sucres: 20,33 g
Fibres	0,7 g	2 g
Sel	1,10 g dont sodium: 0,48 g	3,19 g dont sodium: 1,39 g

Valeur nutritive	
par 1/2 tasse (125 mL)	
Teneur	% valeur quotidienne
Calories 70	
Lipides 0,5 g	1 %
saturés 0 g	
+ trans 0 g	0 %
Cholestérol 0 mg	
Sodium 250 mg	10 %
Glucides 13 g	4 %
Fibres 2 g	8 %
Sucres 6 g	
Protéines 2 g	
Vitamine A 1 %	Vitamine C 2 %
Calcium 0 %	Fer 4 %

Nutrition Facts	
Valeur nutritive	
Per 1/2 cup (125 mL) / par 1/2 tasse (125 mL)	
Amount	% Daily Value
Teneur	% valeur quotidienne
Calories / Calories 25	
Fat / Lipides 0 g	0 %
Saturated / saturés 0 g	
+ Trans / trans 0 g	0 %
Cholesterol / Cholestérol 0 mg	
Sodium / Sodium 290 mg	12 %
Carbohydrate / Glucides 6 g	2 %
Fibre / Fibres 1 g	4 %
Sugars / Sucres 4 g	
Protein / Protéines 1 g	
Vitamin A / Vitamine A	8 %
Vitamin C / Vitamine C	15 %
Calcium / Calcium	6 %
Iron / Fer	4 %

On remarque que les aliments sont composés de 3 grandes catégories :

- les glucides (sucres : féculents, sucre en morceaux, ...)
- les lipides (graisses : huile, beurre, jaune d'œuf, ...)
- les protéines (protides : viande, poisson, blanc d'œuf, ...)

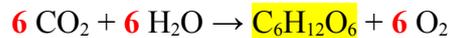
Ces catégories font parties des biomolécules (**glucides**, **lipides**, **protides** et acides nucléiques)

2. Les glucides

Chez les animaux les glucides ont un rôle énergétique (Echim → Etherm + Eméca).

Chez les plantes, les glucides ont un rôle principalement structural.

Les plantes absorbent de l'eau et du gaz carbonique pour produire du **glucose** et de l'oxygène gazeux.



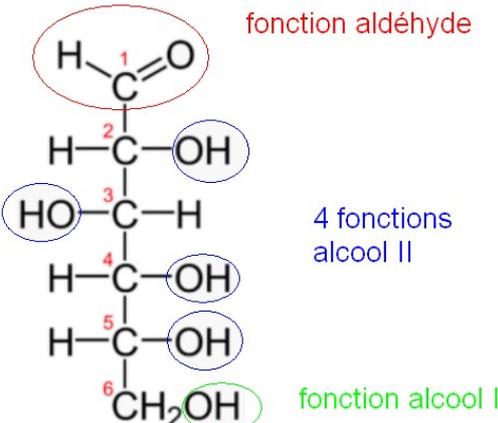
Cette réaction représente la réaction de photosynthèse qui ne peut se faire qu'en présence de lumière (chloroplastes).

Pour en savoir plus : <http://fr.wikipedia.org/wiki/Glucide>

2.1. Le glucose

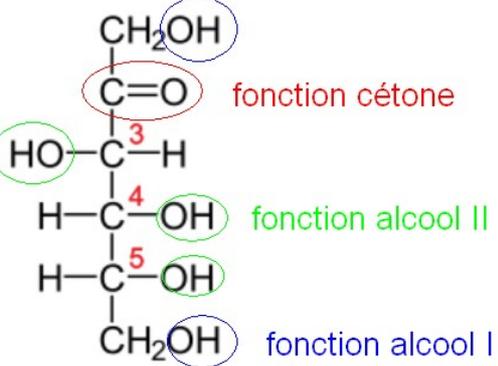
Le glucose est directement transporté par le sang pour alimenter les cellules.

Chez l'homme, le **taux de glucose (glycémie)** est normalement aux alentours de 0,8 g/L de sang (<http://fr.wikipedia.org/wiki/Glyc%C3%A9mie>).

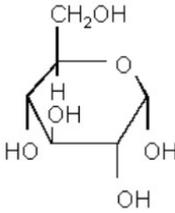
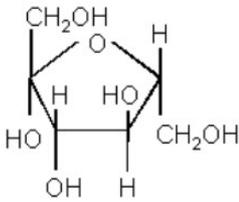
 <p>fonction aldéhyde</p> <p>4 fonctions alcool II</p> <p>fonction alcool I</p>	Le nom chimique du glucose est le 2,3,4,5,6 penta hydroxy hexanal
-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-------------------------------------------------------------------

2.2. Le fructose

Le fructose se trouve principalement dans les fruits. Il possède, contrairement au glucose, un pouvoir sucrant bien supérieur à celui du sucre de table (saccharose).

 <p>fonction cétone</p> <p>fonction alcool II</p> <p>fonction alcool I</p>	Le nom chimique du fructose est 1,3,4,5,6 penta hydroxy hexanone
---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------

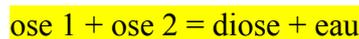
Remarque : à l'état naturel, les molécules de glucose et de fructose ne sont pas linéaires mais **cycliques**.

 <p>glucose</p>	 <p>fructose</p>
<p>La double liaison avec l'oxygène de la fonction aldéhyde s'ouvre et forme une liaison entre le C1 et C5.</p>	<p>La double liaison avec l'oxygène de la fonction cétone s'ouvre et forme une liaison entre le C2 et C5.</p>

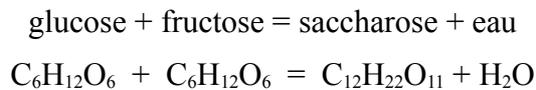
2.3. Le saccharose

Le saccharose est formé à partir du glucose et du fructose.

La réaction générale de condensation s'écrit :



ex : saccharose



Remarque : cette réaction est réversible. Dans l'autre sens, il y a **hydrolyse**.

Dans le corps humain, l'hydrolyse du **saccharose** s'effectue à l'aide d'une enzyme : la **saccharase**.

Il existe d'autres disoses :

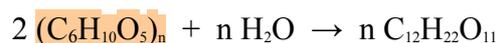
- le lactose, dans le lait
- le maltose, dans le malt
- ...

2.4. L'amidon

L'amidon est formé par un très grand nombre d'oses (600 à 1000).

La digestion de l'amidon se fait en 2 étapes :

- hydrolyse de l'**amidon** en maltose, grâce à l'**amylase** :



- hydrolyse du maltose en glucose, grâce à la **maltase** :



réaction de condensation du glucose en amidon



$C_6H_{10}O_5$ forme le motif de la molécule d'amidon (voir TP).

2.5. Reconnaissance des sucres

Voir TP reconnaissance des sucres

1. Objectif du TP

Reconnaissance des sucres.

2. Matériel & Produits

- Tube à essai x 5
- Pipette
- Bain marie
- glucose, fructose ($C_6H_{12}O_6$) : 0,1 M
- saccharose, lactose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) : 0,1 M
- empois amidon ($C_6H_{10}O_5$)_n : 0,1 M
- eau distillée
- Liqueur de Fehling (complexe $[Cu^{II}(\text{tartrate})_2]^{4-}$) *
- Eau iodée
- Hydroxyde de sodium (Na^+ ; OH^-) : 0,1 M
- nitrate d'argent ammoniacal, $[Ag(NH_3)_2]^+$; NO_3^- (réactif de Tollens)

3. Protocole

Manipulation :

- Verser dans les tubes à essai 3 gouttes d'hydroxyde de sodium
- Verser 1 mL de glucose en solution dans le 1^{er} tube
- Verser 1 mL de fructose⁶ en solution dans le 2^{ème} tube
- Verser 1 mL de saccharose⁷ en solution dans le 3^{ème} tube
- Verser 1 mL de lactose en solution dans le 4^{ème} tube
- Verser 1 mL d'amidon en solution dans le 5^{ème} tube
- Verser dans les tubes à essai 3 gouttes de liqueur de Fehling
- Chauffer légèrement les tubes au bain marie

- Nettoyer les tubes

- Verser 1 mL de glucose en solution dans le 1^{er} tube
- Verser 1 mL de fructose en solution dans le 2^{ème} tube
- Verser 1 mL de saccharose en solution dans le 3^{ème} tube
- Verser 1 mL de lactose en solution dans le 4^{ème} tube
- Verser 1 mL d'amidon en solution dans le 5^{ème} tube
- Verser dans les tubes à essai 3 gouttes d'eau iodée

- Nettoyer les tubes

- Verser 1 mL de glucose en solution dans le 1^{er} tube
- Verser 1 mL de fructose en solution dans le 2^{ème} tube
- Verser 1 mL de saccharose en solution dans le 3^{ème} tube
- Verser 1 mL de lactose en solution dans le 4^{ème} tube
- Verser 1 mL d'amidon en solution dans le 5^{ème} tube
- Verser dans les tubes à essai 3 gouttes de réactif de Tollens
- Chauffer les tubes au bain marie
- Vider les tubes

6 Isomérisation Glc en milieu basique + chaleur

7 Hydrolyse à chaud

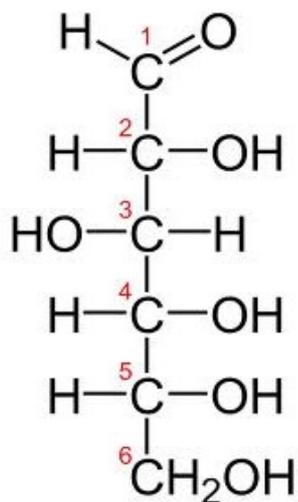
4. Exploitation

Compléter le tableau suivant :

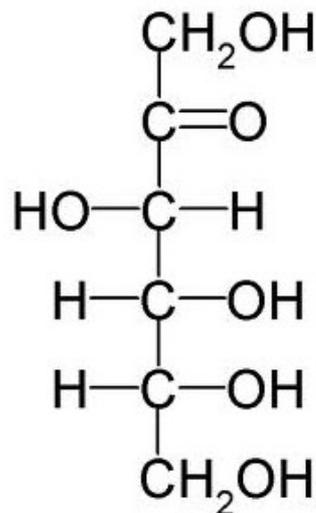
	glucose	fructose	saccharose	lactose	amidon
Liqueur de Fehling					
Réactif de Tollens					
Eau iodée					
conclusion					

* acide tartrique : acide 2,3-dihydroxybutanedioïque (HOOC-CHOH-CHOH-COOH)

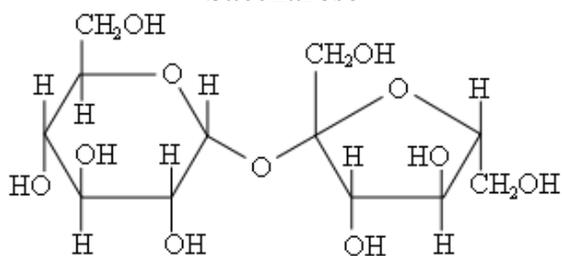
Glucose



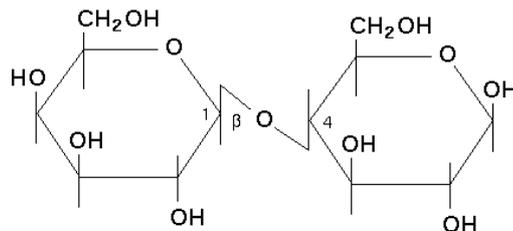
Fructose



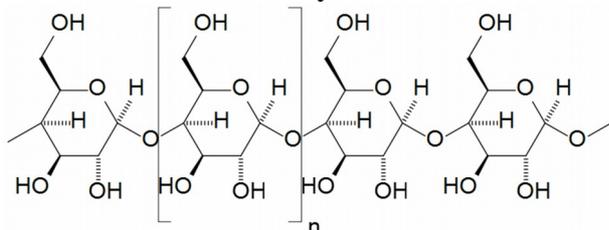
Saccharose



Lactose

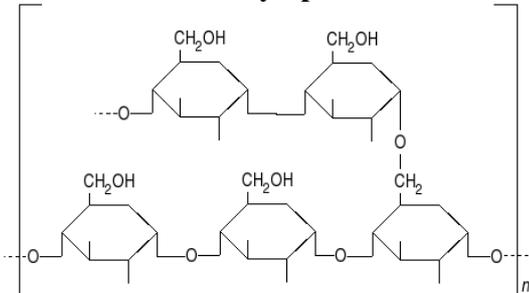


Amylose



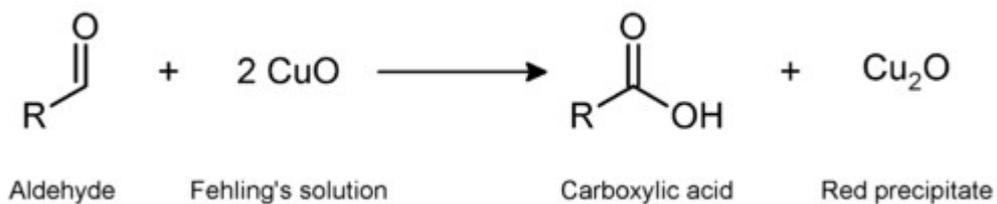
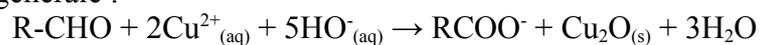
constitue environ 25% de l'amidon
600 à 1000 molécules de glucose en chaînes
linéaires

Amylopectine



10000 et 100000 résidus glucoses

La **réaction de Fehling** est une réaction caractéristique des aldéhydes.
Au cours de la réaction, le cuiivre oxyde l'aldéhyde pour donner un acide selon la réaction bilan d'oxydo-réduction générale :



Exploitation

	glucose	fructose	saccharose	lactose	amidon
Liquueur de Fehling	Précipité rouge brique	Précipité rouge brique	X	Précipité rouge brique	X
Eau iodée	X	X	X	X	Coloration bleue
Réactif de Tollens	Dépôt argent	Dépôt argent	X	Dépôt argent	X
conclusion	ci-dessous				

- Glucose, fructose et lactose sont mis en évidence avec la liqueur de Fehling et le réactif de Tollens.
- L'amidon est mis en évidence par l'eau iodée.

5. Hydrolyse de l'amidon

L'amidon est une substance organique de réserve. Absorbé par l'organisme, il subit une réaction chimique appelée hydrolyse qui le transforme en glucose. L'intérêt de cette transformation est que l'amidon (macromolécule) n'est pas utilisable en l'état par l'organisme, tandis que le glucose, petite molécule, est consommable par l'organisme car est capable de traverser les parois intestinales (au contraire de l'amidon).

L'hydrolyse est l'action de l'eau. Elle est facilitée par certains catalyseurs et par la température. L'hydrolyse de l'amidon en glucose est :



Dans l'organisme, l'hydrolyse de l'amidon se fait à 37°C en plusieurs étapes en présence de 2 enzymes (rappel : une enzyme est une substance organique vivante qui joue le rôle de catalyseur) :

L'amylase est une enzyme présente dans la salive de la bouche et dans le suc gastrique de l'estomac. L'hydrolyse de l'amidon catalysée par l'amylase produit le maltose :



La maltase est une enzyme présente dans les suc pancréatique et intestinal de l'intestin. L'hydrolyse du maltose catalysée par la maltase produit le glucose :



6. La fabrication du pain

Le pain et la farine contiennent de l'amidon, la farine contient un peu d'amylase.

Lors du pétrissage de la pâte (farine + levain) il se passe 2 choses :

- En présence de l'eau contenue dans le levain, l'amidon est hydrolysée en maltose sous l'action de l'amylase.
- Les levures (micro-organismes vivants) contenues dans le levain se multiplient au contact du dioxygène de l'air.

Pendant le repos de la pâte à l'abri de l'air, il se passe 2 choses :

- Les levures produisent la maltase, enzyme qui facilite l'hydrolyse du maltose en glucose.

- Les levures consomment le glucose formé à leur proximité et le transforment en dioxyde de carbone (CO_2 , lequel fait gonfler la pâte) et en alcool (éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, lequel s'évapore lors de la cuisson).

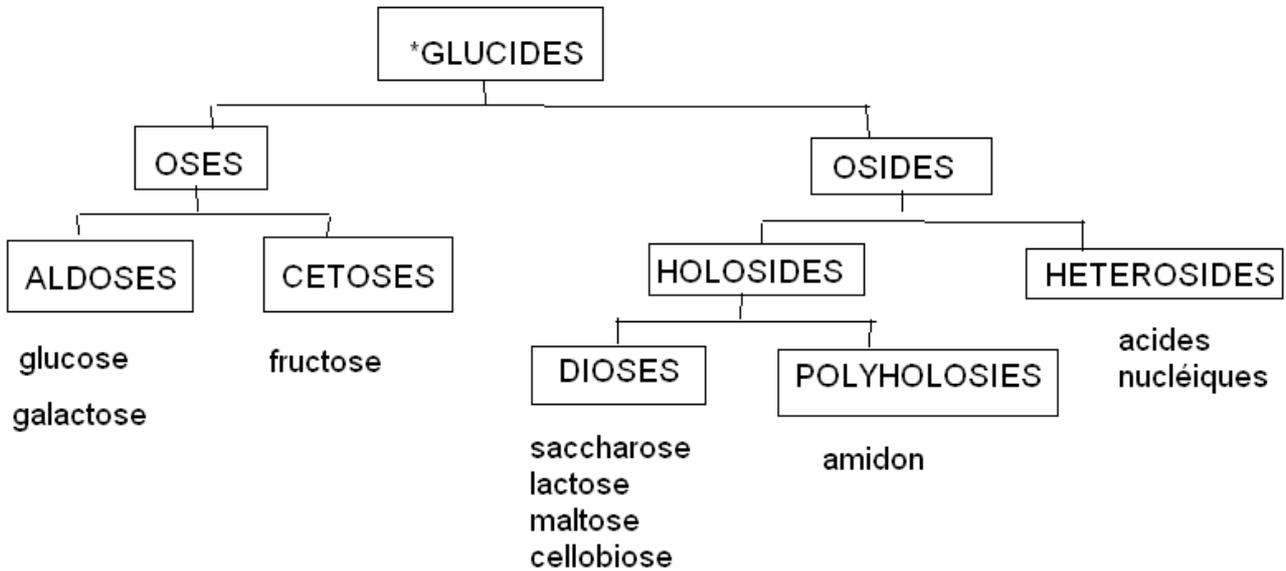
Réaction de fermentation : $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2 \text{CO}_{2(\text{g})} + 2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

Un second pétrissage permet une nouvelle fermentation, puisque les levures se retrouvent en contact avec d'autres molécules de glucose consommables.

Le glucose qui n'a pas subi la fermentation se retrouve dans le pain.

Remarque : après avoir mâché un peu de mie de pain, une saveur sucrée apparaît dans la bouche. L'amidon a subi l'hydrolyse en présence de l'amylase et s'est transformé en maltose.

2.6. Classification



Remarque : les oses (glucose, fructose, ...) ne sont pas hydrolysables.

Pour les osides, l'hydrolyse s'effectue avec l'enzyme associée (saccharase, lactase, maltase, ...).

2.7. Réactions de fermentation

2.7.1. Fermentation alcoolique

Le vin est obtenu à partir de fruits pressés.

Le glucose est transformé en milieu aérobie par des bactéries pour donner de l'alcool. Cette réaction s'effectue avec un dégagement de dioxyde de C.

glucose → alcool (éthanol) + gaz carbonique



A faire sur feuille : ex 3 p113

mercredi 3 avril 2013

correction **ex 3 p113**

Choisir la bonne réponse.

3.1. La formule brute du glucose est :

a - $C_6H_{12}O_5$ b - $C_{12}H_{22}O_{11}$ c - $C_6H_{12}O_6$ d - $C_5H_{10}O_5$

3.2. Le fructose possède une fonction :

a - aldéhyde b - cétone c - acide d - ester

3.3. La liqueur de Fehling donne un précipité rouge brique avec :

a - le saccharose b - l'amidon c - la cellulose d - le glucose

3.4. L'eau iodée donne une coloration bleue avec :

a - l'amidon b - le saccharose c - le glucose d - le fructose

3.5. La formule brute du maltose est :

a - $C_{12}H_{22}O_{11}$ b - $C_{11}H_{22}O_{12}$ c - $C_{12}H_{22}O_{10}$ d - $C_{10}H_{22}O_{11}$

3.6. L'hydrolyse acide du saccharose donne :

a - du galactose et du fructose b - du fructose et du glucose
c - du glucose et du glucose d - du glucose et du galactose

3.7. La fermentation du fructose donne de :

a - l'acide pyruvique b - l'acide lactique c - l'éthanal d - l'éthanol

3.8. Par oxydation ménagée du glucose, on obtient :

a - le sorbitol b - l'acide gluconique c - le fructose d - l'acide hexanedioïque

3.9. Le lactose :

a - est réducteur b - n'est pas réducteur
c - n'est réducteur qu'après hydrolyse d - n'est réducteur qu'en milieu basique

3.10. Le glycogène est un polymère constitué de n unités de glucose. Le nombre n vaut :

a - 1000 b - 10 000 c - 30 000 d - 50 000

3.1. c

3.2. b

3.3. d

3.4. a

3.5. a

3.6. b

3.7. d

3.8. b

3.9. a

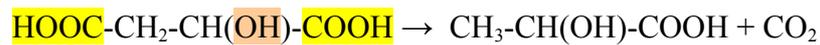
3.10. c

2.7.2. Fermentation lactique

Voir correction TP : dosage acide lactique

2.7.3. Fermentation malolactique

Des bactéries transforment acide malique en acide lactique avec un dégagement de gaz carbonique.



– entourer et nommer les fonctions caractéristiques de l'acide malique

2 fonctions **ac. carboxylique**

1 fonction **alcool II**

– donner le nom en nomenclature systématique de l'acide malique

4C : butanoïque, 2 ac. carbo = dioïque en C1 et C4

acide butan-1,4-dioïque

+ groupement hydroxyle en C2

acide 2-hydroxy-butan-1,4-dioïque

1. Objectif du TP

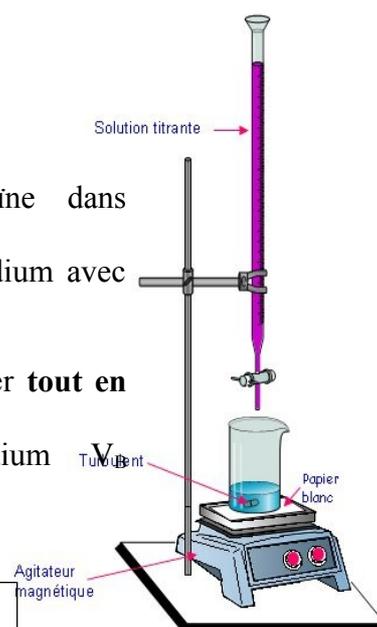
Déterminer l'acidité d'un lait de bovin par dosage colorimétrique de l'acide lactique.

2. Matériel & produits

- Une burette graduée
- un bécher
- pipette jaugée 10 mL + poire aspirante
- une fiole jaugée 100 mL
- un erlenmeyer
- hydroxyde de sodium (soude), $C_B = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$
- lait de bovin
- phénolphtaléine

3. Protocole

- Manipulation :
- Prélever un volume $V_A = 10 \text{ mL}$ de lait.
 - Verser ce volume dans l'erlenmeyer.
 - Ajouter quelques gouttes de phénolphtaléine dans l'erlenmeyer.
 - Remplir la burette graduée d'hydroxyde de sodium avec un bécher.
 - Faire le zéro.
 - Verser l'hydroxyde de sodium dans l'erlenmeyer **tout en agitant** jusqu'à obtenir le virage.
 - Noter le volume d'hydroxyde de sodium correspondant.



Le virage de couleur est obtenu quand il y a équivalence dans les proportions stoechiométriques entre la quantité d'acide présente dans la solution et la quantité de base apportée.

4. Exploitation

Le lait contient de l'acide lactique. L'acide lactique provient de la dégradation du lactose par les bactéries. Plus un lait est frais, moins il contient d'acide lactique. La concentration en acide lactique dans un lait s'exprime en degré Dornic ($^{\circ}\text{D}$).

Les organismes responsables de la fermentation lactique sont les lactobacilles.

La fermentation lactique, ou lacto-fermentation, est un mode de production d'énergie anaérobie qui se produit dans les cellules bactériennes sans nécessiter de dioxygène. C'est une transformation du glucose qui induit une formation d'acide lactique.

- 4.1. Donner le nom systématique de l'acide lactique.
- 4.2. Entourer et nommer les fonctions caractéristiques de l'acide lactique.
- 4.3. Indiquer à quelle famille de glucides appartient le lactose.
- 4.4. Dire, en justifiant la réponse si le lactose est un sucre hydrolysable.
- 4.5. Rappeler ce qu'est une enzyme et donner l'enzyme associée au lactose.
- 4.6. Ecrire l'équation de la réaction de la fermentation lactique.
- 4.7. Donner la réaction de neutralisation de l'acide lactique par l'hydroxyde de sodium.
- 4.8. Déterminer la concentration molaire en acide lactique contenu dans le lait.

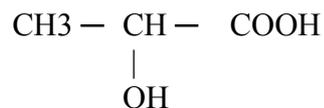
4.9. En déduire la concentration massique d'acide lactique.

4.10. En déduire le °D du lait et indiquer, en justifiant la réponse, si le lait est comestible.

On donne : $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

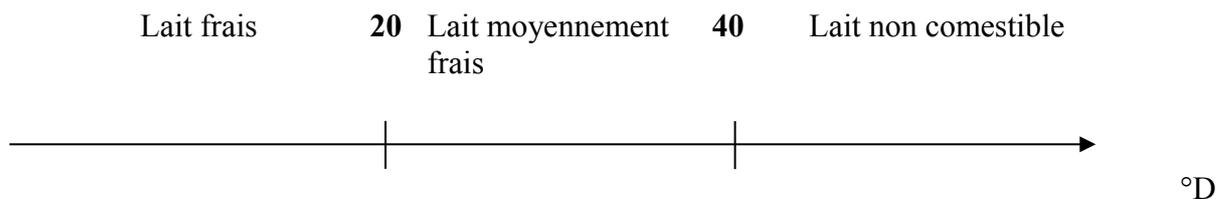
5. Annexe

5.1. Formule semi-développée de l'acide lactique



5.2. Degré Dornic

Un degré Dornic, °D, correspond à 0,10 g d'acide lactique par litre de lait, même si l'acide lactique n'est pas le seul acide présent.



5.3. Zone de virage des indicateurs colorés le plus courants.

Indicateur	Teinte	Zone de virage	Teinte
Hélianthine	Rouge	3,1 – 4,4	Jaune
Rouge de méthyle	Rouge	4,2 – 6,2	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 – 7,6	Bleu
phénolphtaléine	Incolore	8,2 – 10,0	rose

On donne : $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

4.1. Donner le nom systématique de l'acide lactique.

Acide 2-hydroxy-propanoïque

4.2. Entourer et nommer les fonctions caractéristiques de l'acide lactique.



4.3. Indiquer à quelle famille de glucides appartient le lactose.

Dioses

4.4. Dire, en justifiant la réponses si le lactose est un sucre hydrolysable.

Le lactose est hydrolysable car ce n'est pas un ose mais un diose.

4.5. Rappeler ce qu'est une enzyme et donner l'enzyme associée au lactose.

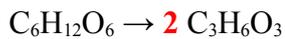
Une enzyme est une protéine qui accélère les réactions biochimiques.

Pour l'hydrolyse du lactose, l'enzyme mise en jeu est la lactase.

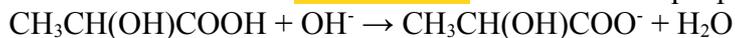
4.6. Écrire l'équation de la réaction de la fermentation lactique.

Lactose + eau → glucose + galactose (hydrolyse enzymatique)

Glucose → acide lactique (oxydation)



4.7. Donner la réaction de **neutralisation** de l'acide lactique par l'hydroxyde de sodium.



ac. Lactique + ion hydroxyde (**base**) → ion lactate + **eau**

4.8. Déterminer la concentration molaire en acide lactique contenu dans le lait.

À l'équivalence : $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_{BE}$

$$C_A = \frac{C_B \cdot V_{BE}}{V_A} = \frac{0,05 \times 12,0}{10,0} = 0,06 \text{ mol/L}$$

4.9. En déduire la concentration massique d'acide lactique.

$C_m = C \cdot M$

avec $M(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) = 3 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 3 \times 16,0 = 90,0 \text{ g/mol}$

$$C_m = 0,06 \times 90 = 5,4 \text{ g/L}$$

4.10. En déduire le °D du lait et indiquer, en justifiant la réponse, si le lait est comestible.

°D	Cm (g/L)
1	0,1
5,4	x

$$x = 5,4 \times 1 / 0,1 = 54 \text{ °D} > 40 \text{ °D}, \text{ le lait n'est pas comestible}$$

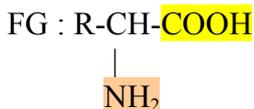
3. Les protides

3.1. les acides aminés

Les a.a. sont les constituants élémentaires des protides.

Ils sont composés :

- d'une fonction **acide carboxylique** sur C1(α)
- d'une fonction **amine I** portée sur C2



Nomenclature : idem acide carboxylique, on fait précéder 'acide' par '2-amino'.

3.2. les peptides

Les peptides sont formés de 2 à 100 a.a.

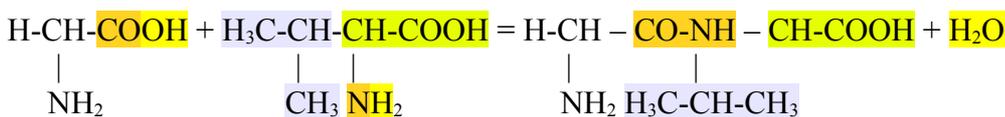
La réaction générale de condensation s'écrit :



remarque : cette réaction est **réversible** (la **réaction inverse** s'appelle **hydrolyse**).

Ex : condensation de la glycine (Gly) et de la valine (Val).

NB : la liste des 20 principaux a.a. est donnée p157.



acide 2-amino
éthanoïque

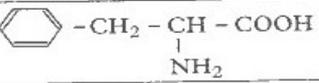
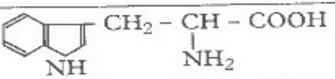
acide 2-amino
3-méthyl butanoïque

Remarque : la liaison **-CONH-** est appelée **liaison peptidique**



à préparer : contrôle de cours les glucides

Liste des 20 principaux acides α -aminés

Nom usuel	Abréviation	Formule semi-développée
Glycine	Gly	$\text{H} - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$
Alanine	Ala	$\text{CH}_3 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$
Valine*	Val	$\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$
Leucine*	Leu	$\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$
Isoleucine*	Ile	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$
Sérine	Ser	$\text{HO} - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$
Thréonine*	Thr	$\text{CH}_3 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$
Cystéine	Cys	$\text{HS} - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$
Méthionine*	Met	$\text{CH}_3 - \text{S} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$
Acide aspartique	Asp	$\text{HOOC} - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$
Acide glutamique	Glu	$\text{HOOC} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$
Asparagine	Asn	$\text{H}_2\text{N} - \underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}} - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$
Glutamine	Gln	$\text{H}_2\text{N} - \underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$
Lysine	Lys	$\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$
Arginine	Arg	$\text{H}_2\text{N} - \underset{\text{NH}}{\underset{\parallel}{\text{C}}} - \text{NH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$
Histidine	His	$\text{HC} = \underset{\text{N}}{\underset{\parallel}{\text{C}}} - \underset{\text{NH}}{\text{CH}} - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$
Phénylalanine*	Phe	
Tyrosine	Tyr	$\text{HO} - \text{C}_6\text{H}_4 - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$
Tryptophane*	Trp	
Proline	Pro	

* acides α -aminés essentiels

- 1 pt 1. Donner la formule brute du glucose.
- 2 pts 2. Donner l'équation chimique de la photosynthèse .
- 2 pts 3. Donner la définition d'un isomère.
- 1 pt 4. Donner la formule brute du fructose.
- 1 pt 5. Donner la FSD linéaire du glucose
2 pts 6. Entourer et nommer les fonctions caractéristiques
- 2 pts 7. Donner la définition d'une enzyme.
- 2 pts 8. Donner le nom de l'enzyme lors de l'hydrolyse :
 - de l'amidon :
 - du saccharose :
- 2 pts 9. Donner la réaction de condensation du saccharose.
- 1 pt 10. Indiquer, en justifiant la réponse, si le glucose est hydrolysable.
- 4 pts 11. L'amidon s'hydrolyse en maltose, qui, lui même s'hydrolyse en glucose.
Donner les réactions d'hydrolyse de l'amidon et du maltose
- 1 pt 12. Indiquer un réactif qui met en évidence le glucose ou le fructose.
- 1 pt 13. Indiquer un réactif qui met en évidence l'amidon.
- Le glucose est transformé en milieu aérobie par des bactéries pour donner de l'alcool.
- 2pts 14. Donner l'équation de fermentation alcoolique.
1 pt 15. Donner le nom du produit organique obtenu.
- 4 pts 16. Donner, sous forme de schéma, la classification des glucides.
2 pts 17. Donner un exemple de glucide pour chaque cas.

1. Objectif du TP

Mettre en évidence les propriétés physico-chimiques des protides.

2. Matériel & Produits

- Tube à essais x6
- Porte tubes
- Bain-marie
- papier pH
- Glycine, $\text{CH}_2(\text{NH}_2)\text{COOH}$
- Œuf de poule
- Lait de bovin
- Farine de blé
- Eau distillée
- Ninhydrine, $\text{C}_9\text{H}_6\text{O}_4$ (2,2-dihydroxyindan-1,3-dione)
- Sol. Acide nitrique concentrée, HNO_3
- Sol. Hydroxyde de sodium concentrée à 20%, NaOH
- Sol. Sulfate de cuivre II à 1%, CuSO_4

3. Protocole

Manipulation : **Test à la ninhydrine** (tous les AA)

- Préparer une solution de 1 mL de chaque produit dans des tubes à essais distincts.
- Ajouter 1 mL de ninhydrine.
- Agiter (et chauffer légèrement au bain-marie si besoin).
- Placer un papier pH humidifié au dessus de chaque tube.

Réaction Xanthoprotéique (AA aromatiques)

- Préparer une solution de 1 mL de chaque produit dans des tubes à essais distincts.
- Ajouter 1 mL d'acide nitrique.
- Agiter (et chauffer légèrement au bain-marie si besoin).
- Laisser refroidir.
- Ajouter 1 mL d'hydroxyde de sodium.

Réaction du biuret (3+ liaisons peptidiques)

- Préparer une solution de 1 mL de chaque produit dans des tubes à essais distincts.
- Ajouter 1 mL d'hydroxyde de sodium.
- Ajouter quelques gouttes de sulfate de cuivre⁸.
- Agiter et comparer avec le tube témoin.

Produit	Glycine	Blanc d'oeuf	Jaune d'oeuf	Lait de bovin	Farine de blé	Eau (témoin)
Protéine (nom)						
Acide aminé (nbr)						
ninhydrine						
Xanthoprotéique						
biuret						

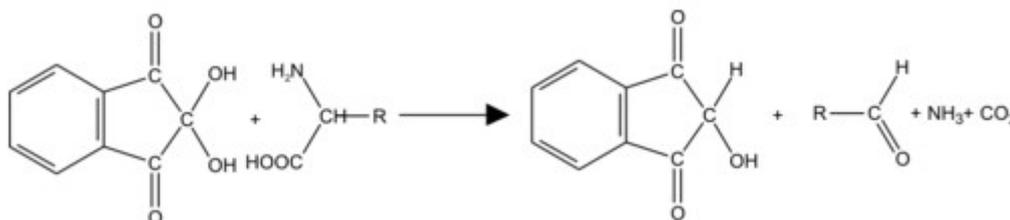
8 Réactif de Gornall

4. Exploitation

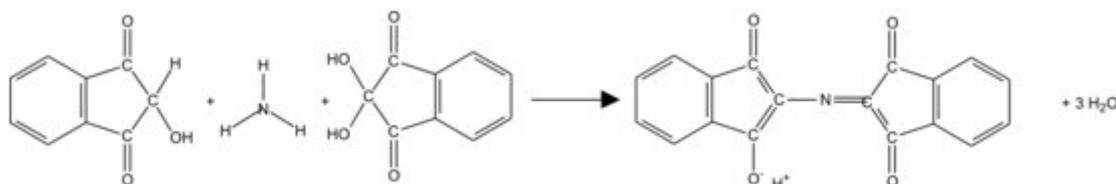
1. Donner le nom systématique de la glycine.
2. Donner la FSD de la glycine ; entourer et nommer ses fonctions caractéristiques
3. Recopier et compléter le tableau ci-dessus à l'aide des documents en annexe.
4. Indiquer le nom de 2 acides aminés contenus dans le lait.
5. Donner la réaction de condensation et d'hydrolyse de ces 2 acides aminés.

5. Annexe

La **ninhydrine** réagit avec les acides aminés de désamination et de décarboxylation simultanée : la ninhydrine est toujours en excès.



Puis, l'ammoniac formé, la ninhydrine réduite et un excès de ninhydrine réagissent pour former un composé bleu violet.



Elle réagit également avec les amines primaires générant une coloration pourpre de Ruhemann et avec les amines secondaires auxquelles elle fournira une coloration jaune.

2. Principe de la méthode du biuret

En milieu alcalin (NaOH), à froid, les ions cuivriques (Cu^{2+}) forment avec les liaisons peptidiques un complexe de coordination coloré en rose, qui ajouté à la teinte bleue du réactif donne finalement une coloration pourpre (bleu-violet). Cette réaction est positive dès que la molécule possède 3 à 4 liaisons peptidiques et elle est donc utilisable pour les protéines et les polypeptides.

La technique tire son nom de la molécule le biuret $\text{NH}_2\text{--CO--NH--CO--NH}_2$ (obtenu par condensation de 2 molécules d'urée $\text{NH}_2\text{--CO--NH}_2$) qui donne une la coloration violette.

La technique a été développée par Gornall (1949) qui a laissé son nom au réactif utilisé pour la colorimétrie.

3. Document

La **caséine** est une substance protéique (protéine) qui constitue la majeure part des composants azotés du lait. Dans la fabrication du fromage, elle précipite après adjonction d'acide ou de présure.

La caséine est différemment concentrée selon les laits : 82 % (du total des protéines) pour le lait de

[vache](#) et 40% (du total des protéines) pour le lait [humain](#). L'hydrolyse d'une caséine fait ressortir des teneurs élevées en [acide glutamique](#), [proline](#), [leucine](#), [lysine](#), [sérine](#) et [thréonine](#).

Le mot vient du [latin](#) *caseus*, « fromage ».

L'**albumine** est constituée d'un groupe de [protéines](#) simples formées de carbone, d'hydrogène, d'oxygène, d'azote et d'un petit pourcentage de soufre. L'albumine est coagulable sous l'action de la chaleur, des acides minéraux, de l'[alcool](#), de l'[éther](#). Elle est soluble dans l'eau et dans les solutions faiblement concentrées de sel.

On la trouve dans le [blanc d'œuf](#), dans le [lait](#), dans les [muscles](#) et dans le [plasma sanguin](#). L'albumine est également présente dans les végétaux, en particulier dans les graines.

L'albumine forme des composés insolubles avec de nombreux sels métalliques tels que le chlorure de mercure(II), le sulfate de cuivre, le nitrate d'argent. Elle est ainsi utilisée comme [antidote](#) contre ces poisons.

Le **gluten** est un mélange de [protéines](#) trouvé combiné avec de l'[amidon](#) dans l'[endosperme](#) de la plupart des [céréales](#).

Il constitue environ 80% des protéines contenues dans le [blé](#) et se compose de [gliadine](#), de [gluténine](#) d'[acides gras](#) et de sucres. Le gluten est responsable de l'élasticité de la pâte malaxée ainsi que de la masticabilité des produits à base de céréales cuits au four. Cette visco-élasticité permet de faire du [pain](#) de qualité : les bulles de CO₂ dégagées lors de la dégradation anaérobie de l'amidon par les levures sont piégées dans le réseau de gluten à la fois tenace et élastique (la pâte "lève"). On le retrouve donc dans les [farines de céréales panifiables](#) comme le [blé](#), le [seigle](#), et en quantité moindre dans des céréales difficilement panifiables, comme l'[orge](#).

3.3. les protéines

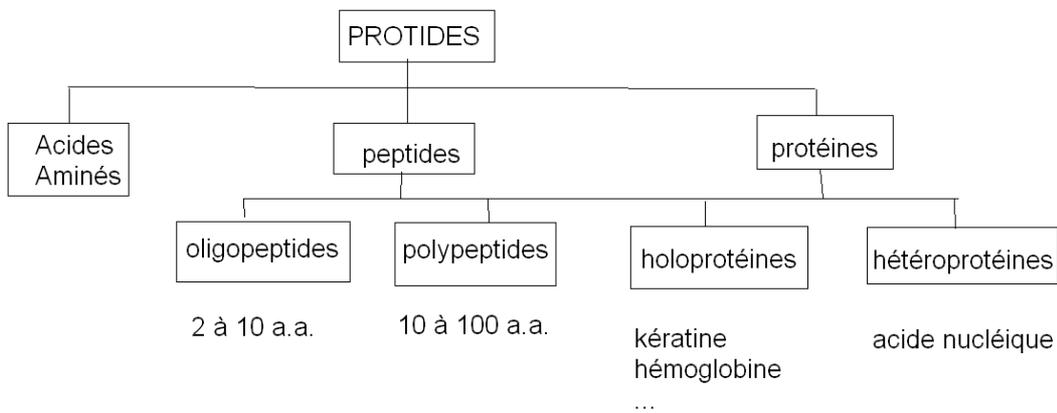
Les protéines sont des macro-molécules constituées de 100+ a.a.

Le corps humain a besoin des a.a. contenues dans ces protéines. Pour cela, il y a hydrolyse des protéines (Viandes, blanc d'œuf, poisson, lentilles, ...) lors de la digestion.

On distingue 2 types de protéines :

- holoprotéines : qui ne donne que des a.a. par hydrolyse
- hétéroprotéines

3.4. Classification



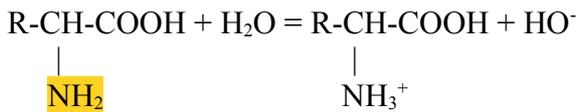
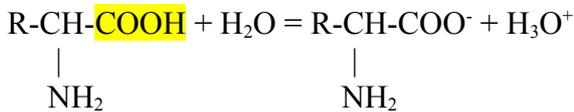
Seuls les a.a ne sont pas hydrolysables.

À faire : ex 21p174 + ex24p175

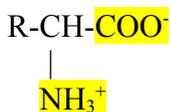
3.5. Propriétés acido-basiques

Un acide aminé possède à la fois un caractère acide (fonction COOH) et un caractère basique (fonction NH₂).

Un a.a. est donc un ampholyte :

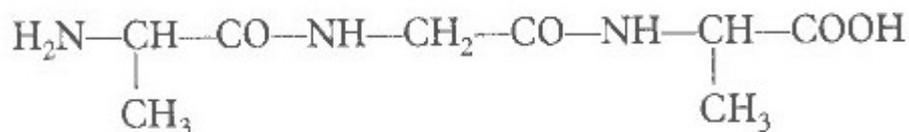


Un a.a. peut exister sous 2 formes (acide/base) ainsi qu'avec la combinaison des deux :



Correction ex 21p174

Un peptide P a pour formule semi-développée :

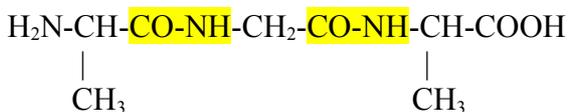


21.1. Recopier la formule de P et entourer les liaisons peptidiques qu'il présente.

21.2. Identifier les acides aminés qui constituent P.

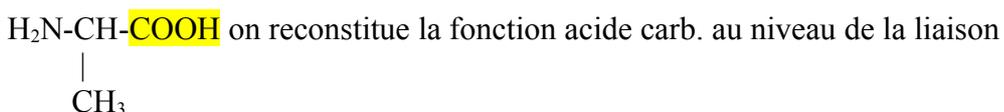
21.3. Donner la formule de P à l'aide des abréviations

21.1. liaisons peptidiques



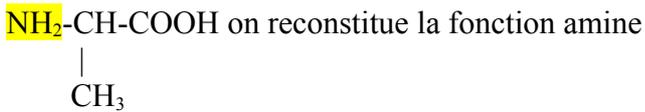
il y a 2 liaisons peptiques, P est composé de 3 a.a. : c'est un tripeptide

21.2. identification des 3 a.a.



• à gauche on reconstitue la fonction amine

- à droite on reconstitue la fonction ac. Carb.



21.3. il faut utiliser le tableau p157

Le 1er a.a correspond à l'alanine : ala

Le 2ème a.a correspond à la glycine : gly

Le 3ème a.a est identique au 1er : ala

ala + gly + ala → ala-gly-ala + 2 H₂O (1 molécule d'eau formée / liaison peptidique)

P = ala-gly-ala

4. les lipides

4.1. Introduction

Les **Lipides** sont des corps gras qui sont constitués à partir :

- d'un alcool
- d'un acide carboxylique

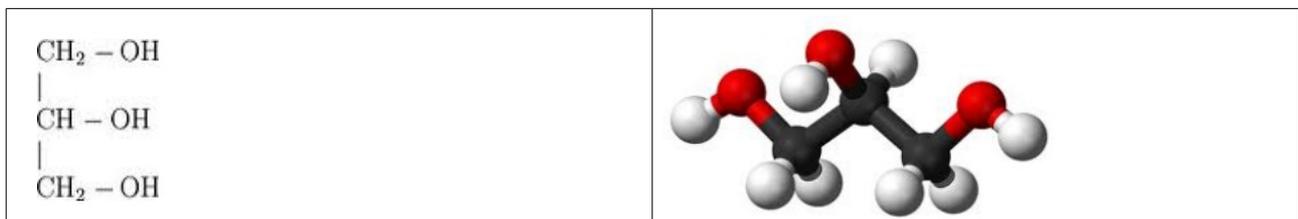
Ce sont des esters particuliers :

- alcool est du **glycérol**
- ac. carboxylique est un **ac. gras**

Ils forment les **triglycérides** qui constituent 95% des lipides alimentaires.

4.2. le glycérol

Le glycérol est un alcool de FSD :



Le glycérol est un tri alcool qui possède :

- 2 fonctions alcool I
- et une fonction alcool II

Son nom en nomenclature systématique est : propan-1,2,3-triol

4.3. acide gras

Un acide gras est un acide carboxylique qui est composé d'un nombre pair de C.

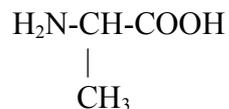
Sa chaîne C est constitué de 4 à 36 C.

Pour en savoir plus : http://fr.wikipedia.org/wiki/Acide_gras.

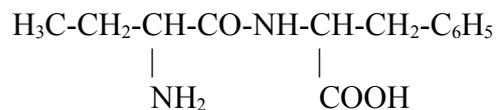
Pour lundi :

- ex 24p175 : à rendre sur feuille
- contrôle cours + exercices sur chapitre protides

- 1 pt 1. Donner la FBG d'un acide aminé.
2 pts 2. Entourer et nommer les fonctions caractéristiques.
- 2 pts 3. Donner l'équation générale de condensation de 2 acides aminés.
- 4 pts 4. Donner la classification des protides.
- 2 pts 5. Donner la définition d'un ampholyte.
- 1 pt 6. Donner les FSD de la liaison peptidique.
- 2 pts 7. Donner les FSD des molécules suivantes :
- acide 2-amino-butanoïque
 - acide 2-amino-3-hydroxypropanoïque
- 1 pt 8. Donner le nom en nomenclature systématique de la molécule suivante :
1 pt 9. Indiquer, en justifiant la réponse, si cette molécule est hydrolysable.

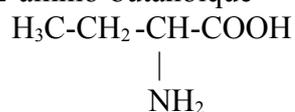


- 2 pts 10. Donner l'équation de neutralisation de cette molécule par la soude (NaOH).
- 2 pts 11. Donner l'équation d'hydrolyse du dipeptide suivant :

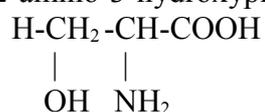


7. Donner les FSD des molécules suivantes :

acide 2-amino-butanoïque

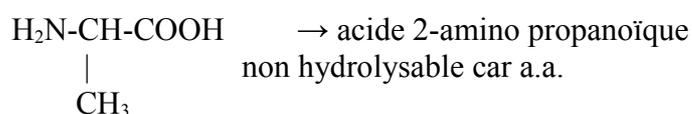


acide 2-amino-3-hydroxypropanoïque

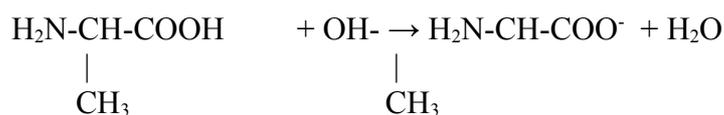


8. Donner le nom en nomenclature systématique de la molécule suivante :

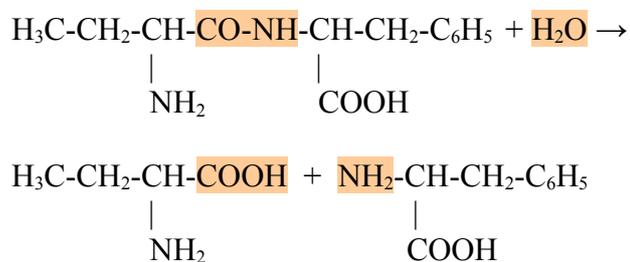
9. Indiquer, en justifiant la réponse, si cette molécule est hydrolysable.



10. Donner l'équation de neutralisation de cette molécule par la soude (NaOH).



11. Donner l'équation d'hydrolyse du dipeptide suivant :



4.3.1. acides gras volatils

Un Ac. Gras volatil (AGV) est un ac. Gras à chaîne courte (< 6 C).

Rappel : 4 premiers AGV

Nbr de C	Nom usuel	Nom IUPAC
1	Acide formique	Acide méthanoïque
2	acide acétique	acide éthanoïque
3	acide propionique	acide propanoïque
4	acide butyrique	acide butanoïque

4.3.2. acides gras saturés/insaturés

Un ac. Gras **saturé** est un ac. Gras dont la chaîne de C ne présente **que des liaisons simples**.

Un ac. Gras insaturé possède :

- 1 liaison double dans sa chaîne (mono insaturé)
- au moins 2 liaisons doubles (poly insaturé)

On définit alors des niveaux d'insaturation : le **niveau d'insaturation = nombre de liaisons double**

Un tableau p 125 donne les principaux ac. Gras saturés.

Un tableau p 126 donne les principaux ac. Gras insaturés.

La nomenclature en biochimie indique le **nbr de C** de la chaîne, son **niveau d'insaturation** et les **positions des liaisons doubles**.

Ex : acide oléique (tableau p126) $C_{18:1}\Delta^9$

Les acides gras oméga-3 et oméga-6 sont des acides gras dont le niveau d'insaturation est indiqué à partir de la fin (oméga) de la chaîne C.

Ex : acide α -linoléique (<http://fr.wikipedia.org/wiki/Om%C3%A9ga-3>)

nomenclature : $C_{18:3}\Delta^{3,6,9}$

Ex2 : acide linoléique (http://fr.wikipedia.org/wiki/Om%C3%A9ga_6)

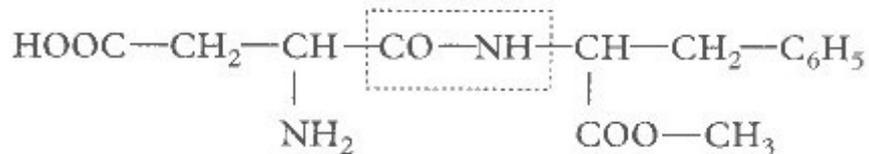
nomenclature : $C_{18:2}\Delta^{6,9}$

Correction ex24p175

Problème de synthèse sur l'aspartame

Les édulcorants sont des substances sucrées naturelles ou artificielles. Ils remplacent parfois dans l'industrie agroalimentaire le sucre du commerce ou saccharose, glucide de formule brute $C_{12}H_{22}O_{11}$.

L'aspartame est l'édulcorant le plus connu et le plus utilisé, entre autres, dans les régimes basses calories. Sa masse molaire est $M = 294$ g/mol et sa formule semi-développée :



Le document ci après reproduit l'étiquette d'un emballage de "carte blanche", produit commercial a base d'aspartame.



Edulcorant de table à l'aspartame

"CARTE BLANCHE, c'est toujours ça de pas pris!"

Un comprimé de Carte Blanche a le pouvoir sucrant d'un morceau de sucre.
En comprimé dans le café et le thé, ou en poudre dans les céréales, les jus de fruits, les fruits frais, les sorbets et les desserts. "CARTE BLANCHE c'est toujours ça de pas pris!"
Ingrédients: aspartame (44%), lactose, amidon, L. Leucine, carboxyméthylcellulose.
Valeur nutritionnelle pour un comprimé de CARTE BLANCHE (45 mg):
0,1 kcal (0,5 kJ), Glucides: 0,020 g, Protéines: 0,014 g.
L'aspartame de CARTE BLANCHE est constitué de 2 composants naturels des protéines dont la phénylalanine.



L'ASPARTAME, QU'EST-CE QUE C'EST ?

L'aspartame est l'édulcorant le plus utilisé dans le monde.
Il est composé de 2 acides aminés : l'acide aspartique et la phénylalanine que l'on retrouve dans la viande, le poisson et les produits laitiers.
Ils sont parfaitement tolérés par l'organisme. Cet édulcorant a d'ailleurs été approuvé par l'Organisation Mondiale de la Santé et par le Comité Scientifique de l'Alimentation Humaine de l'Union Européenne.

Indications nutritionnelles	Valeur énergétique	Glucides	Protéines	Aspartame
1 comprimé (0,045 g)	0,1 kcal ou 0,5 kJ	0,020 g	0,014 g	20 mg

La dose journalière admissible est de 40 mg par kilo de poids corporel.
C'est-à-dire qu'une femme de 60 kg devrait absorber, par jour, l'équivalent de 120 comprimés pour atteindre cette dose théorique !



Poids net : 4,5 g

N° de lot:
A consommer de préférence avant fin:
voir sous le distributeur de comprimés.

Eurosucre
21-25 rue Balzac
75406 Paris Cedex 08



- 24.1. Donner le nom de la liaison encadrée sur la formule semi-développée de l'aspartame.
- 24.2. Relever le % d'aspartame contenu dans un comprimé de "carte blanche". Vérifier que la masse d'aspartame contenue dans ce comprimé est d'environ 20 mg comme l'indique la mention portée sur l'étiquette.
- 24.3. Calculer la quantité de matière d'aspartame contenue dans un comprimé.
- 24.4. Calculer la masse molaire du saccharose. En déduire la quantité de matière de saccharose présente dans un morceau de sucre de masse $m = 6\text{g}$.
- 24.5. Un comprimé de "carte blanche" a le même pouvoir sucrant qu'un morceau de sucre. Déduire de cette constatation l'équivalence entre le nombre de moles de sucre et le nombre de moles d'aspartame pour obtenir le même pouvoir sucrant.
- 24.6. Relever les noms des acides aminés qui sont à l'origine de la formation de l'aspartame, Sur la formule semi-développée de l'aspartame, encadrer les parties de ces deux acides aminés qui subsistent après condensation.
- 24.7. Dans certaines conditions, l'aspartame se décompose lentement pour donner les deux acides aminés évoqués précédemment et du méthanol.
- Justifier la présence de méthanol dans les produits d'hydrolyse.

24.1. liaison peptidique

24.2. %aspartame = 44 %

$m(\text{comprimé}) = 45\text{ mg}$

$m(\text{aspartame}) = m(\text{comprimé}) \times 44\% = 45 \times 0,44 = 0,198 \approx 20\text{ mg}$

24.3. $n = m / M = 20 \cdot 10^{-3} / 294 = 6,8 \cdot 10^{-5}\text{ mol}$

24.4. $M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12 \times 12,0 + 22 \times 1,0 + 11 \times 16,0 = 342\text{ g/mol}$

$n = m / M = 6 / 342 = 0,01754 = 1,8 \cdot 10^{-2}\text{ mol}$

24.5. $ps = n(\text{saccharose}) / n(\text{aspartame}) = 1,8 \cdot 10^{-2} / 6,8 \cdot 10^{-5} = 264,7 = 265$

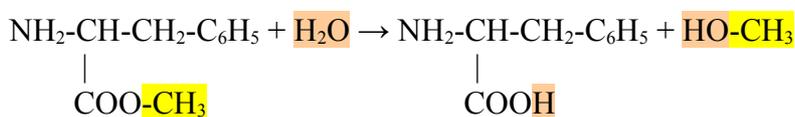
24.6. acide aspartique et phénylalanine

$\text{HOOC-CH}_2\text{-CH-CO-NH-CH-CH}_2\text{-C}_6\text{H}_5$

NH_2

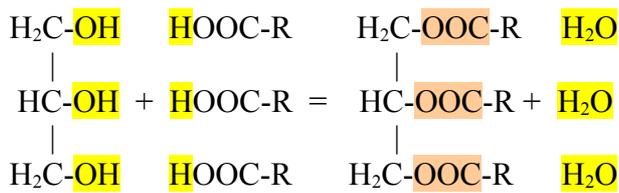
COO-CH_3

24.7. hydrolyse de la phénylalanine



4.4. formation d'un triglycéride

Un triglycéride est formé à partir du glycérol et de 3 ac. Gras.

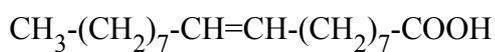


remarque : cette réaction est réversible. Dans le sens gauche-droite c'est une estérification, dans le sens droite-gauche c'est une hydrolyse.

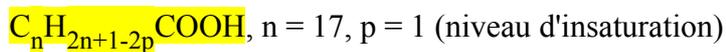
Ex : réaction d'estérification de la formation de l'huile d'olive (oléine).

L'oléine est formée à partir d'acide oléique.

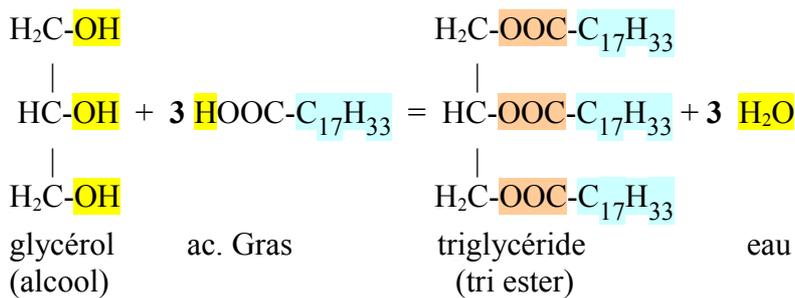
1. trouver la FSD de l'acide oléique (tableau)



2. donner la FB de l'acide oléique



3. écrire la réaction d'estérification



1. Objectif du TP

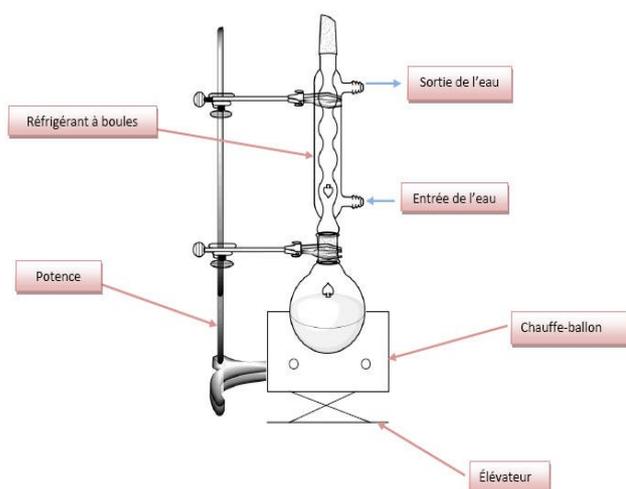
Synthèse d'un savon.

2. Matériel & Produits

- Chauffe ballon
- ballon
- réfrigérant à boules
- éprouvette graduée
- verre à pied
- lunette de protection
- bécher 100 mL
- balance de précision
- huile de tournesol
- éthanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)
- sol. hydroxyde de sodium (NaOH), 10 M
- sel de cuisine (NaCl)

3. Protocole

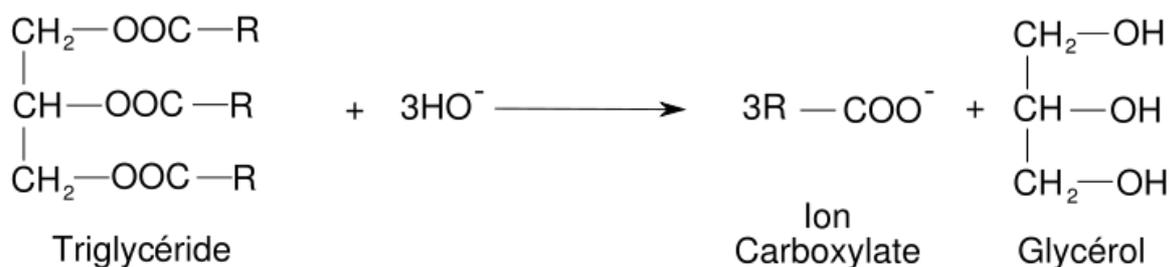
Manipulation :



- Mettre 10 mL d'huile de tournesol, 20 mL d'éthanol et dans le ballon à l'aide de l'éprouvette graduée.
- Rajouter 20 mL d'hydroxyde de sodium concentrée.
- Brancher le réfrigérant sur le ballon.
- Allumer le chauffe ballon et brancher le circuit d'eau.
- Attendre 30 minutes
- Préparer une solution saturée en sel (360 g/l à 20°C) dans un bécher de 100 mL
- **Relargage**
- Verser de l'eau salée dans le verre à pied
- Verser le contenu du ballon dans l'eau salée
- Laisser refroidir

4. Exploitation

- 4.1. Expliquer le phénomène observé lors de l'étape de relargage.
- 4.2. Indiquer pourquoi il est préférable d'utiliser de l'éthanol à la place de l'eau.
- 4.3. A partir de l'équation ci-dessous, compléter les formules générales par l'acide linoléique. Indiquer les noms des composés et mettre en évidence les groupements fonctionnels en les nommant.



L'**huile de tournesol** est une [huile](#) végétale obtenue à partir des graines de [tournesol](#). Elle est composée à 98% de triesters d'acides gras. Le reste contenant entre autres des stérols et du tocophérol (vitamine E).

La composition en acides gras de l'huile de tournesol utilisée pour l'alimentation humaine est la suivante (en pourcentage massique) :

- Acide linoléique (C18:2, oméga-6 polyinsaturé) : 67 %, $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$
- Acide oléique (C18:1, oméga-9 monoinsaturé) : 20 %, $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_7-\text{CH}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$
- Acide palmitique (C16:0 saturé) : 6 %, $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{14}-\text{COOH}$
- Acide stéarique (C18:0 saturé) : 5 %, $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{16}-\text{COOH}$
- Autres : 2 %

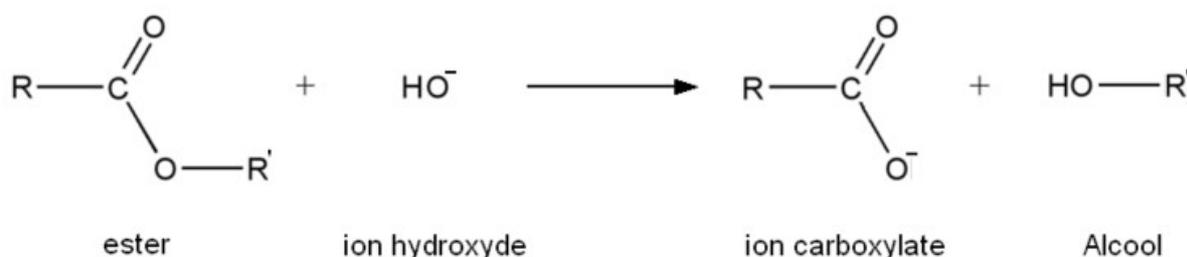
L'huile de tournesol est donc l'huile végétale la plus riche en acide gras essentiel oméga-6. On note cependant sa pauvreté en acide gras essentiel oméga-3.

L'**huile d'olive** est la [matière grasse extraite](#) des [olives](#) ([fruits](#) de l'[olivier](#)) lors de la [trituration](#) dans un [moulin à huile](#). Elle est un des fondements de la [cuisine méditerranéenne](#) (ou [régime crétois](#)).

Acide gras	Dénomination	Teneur moyenne (%)
C16:0	Acide palmitique	11,8
C16:1, oméga-7	Acide palmitoléique	0,81
C18:0	Acide stéarique	2,2
C18:1, oméga-9	Acide oléique	72,6
C18:2, oméga-6	Acide linoléique	7,9
C18:3, oméga-3	Acide linoléique	0,65
C20:0	Acide arachidique	0,37

La **saponification** est, dans le cadre général, une [réaction chimique](#) transformant un [ester](#) en un [ion carboxylate](#) et un [alcool](#). Il s'agit en fait de l'[hydrolyse](#) en milieu [basique](#) d'un ester.

Initialement cette réaction est connue pour transformer le mélange d'un [ester](#) (un [acide gras](#)) et d'une [base](#) forte en un mélange de [savon](#) et [glycérol](#), d'où son nom. Elle a été expliquée en [1823](#) par le [chimiste](#) français [Eugène Chevreul](#) qui a démontré que les [corps gras](#) sont formés d'une combinaison entre le [glycérol](#) et des [acides gras](#).



jeudi 16 mai 2013

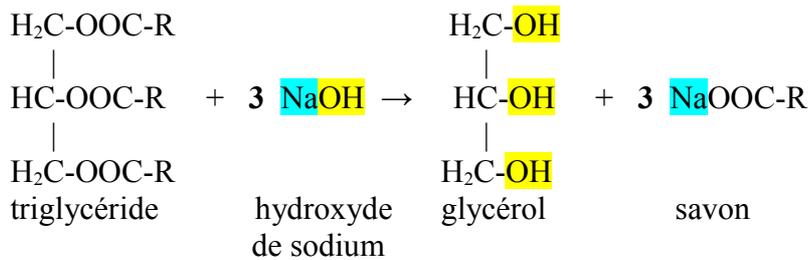
4.5. saponification

La saponification est la fabrication du savon.

Pour en savoir plus : <http://fr.wikipedia.org/wiki/Saponification>

Pour cela, on fait réagir à chaud un corps gras (lipide) avec une base forte (soude = hydroxyde de sodium NaOH ou potasse = hydroxyde de potassium KOH).

Remarque : avec la soude on obtient un savon blanc et mou, avec la potasse on obtient un savon brun et dur.



Pour savoir plus : <http://savonatraverslesages.e-monsite.com/pages/comment-fonctionne-le-savon.html>

Postface

Les exercices proposés dans cet ouvrage sont des extraits issus des manuels scolaires de Physique et Chimie de première et terminale STAV (Science et Technologie de l'Agronomie et du Vivant) écrits par Messieurs Jacques Lefebvre et François Mugnier, tous deux inspecteurs pédagogiques, et parus aux éditions Vuibert.