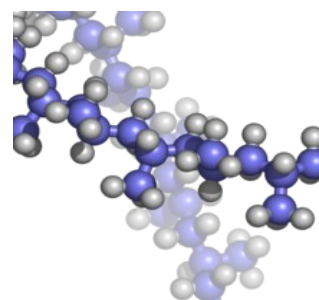
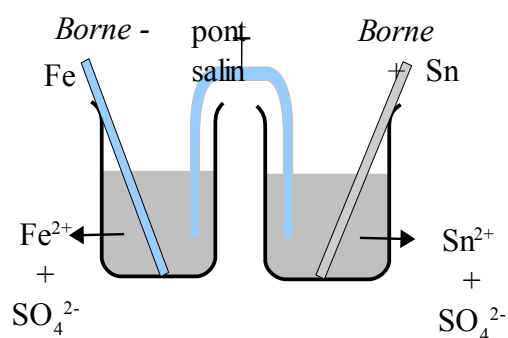




## Compétences fondamentales en chimie pour l'enseigner en STI2D



# Sommaire

<b>1 .Oxydoréduction (expérience au bureau) ▲</b> .....	<b>3</b>
1.1 .Réaction d'oxydo-réduction.....	3
1.2 .Les piles électrochimiques. ▲.....	5
1.2.1 Au bureau : la pile Daniell.....	5
1.2.2 Manipulations :.....	6
<b>2 .Polymères ▲</b> .....	<b>7</b>
2.1 .Définitions : .....	7
2.2 .Trois exemples : ▲.....	7
2.2.1 La synthèse du caoutchouc : une polyaddition.....	7
2.2.2 La polymérisation de l'éthanal en milieu basique : .....	8
2.2.3 La synthèse de l'alginate de sodium : .....	8
<b>3 .Les réactions acido-basiques.....</b>	<b>10</b>
3.1 .Définitions.....	10
3.1.1 Expérience : .....	10
3.1.1.a réaction entre l'acide chlorhydrique et une solution d'hydroxyde de sodium : .....	10
3.1.1.b Réaction entre l'acide chlorhydrique et le benzoate de sodium :.....	10
3.1.1.c Réaction entre l'acide benzoïque et les ions hydroxyde d'une solution d'hydroxyde de sodium : .....	11
3.1.2 Couple acide / base : 1923 généralisation par Bronstéd : .....	11
3.1.2.a Définition : .....	11
3.1.2.b Cas des indicateurs colorés : (voir TP) :.....	11
3.1.3 Les couples acide/ base de l'eau : .....	11
3.1.4 Réaction acido-basique : ▲.....	12
3.1.5 Force des acides et des bases : .....	12
3.1.6 Acides et bases de la vie courante .....	12
3.2 .Utilisation du pH-mètre ▲.....	13
3.2.1 Description du pH-mètre : .....	13
3.2.2 Etalonnage du pH-mètre (en milieu acide) : Une seule fois en début de séance !!.....	13
3.2.3 Mesures : .....	13
3.3 . <b>DOSAGE DU DESTOP</b> ▲.....	14
<b>4 .Ressources et compléments ▲</b> .....	<b>16</b>

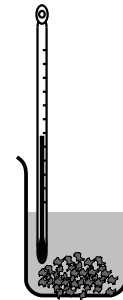
# 1. Oxydoréduction (expérience au bureau) ▲

Comment protéger un métal de la corrosion ? Comment agit un antiseptique ?

## 1.1. Réaction d'oxydo-réduction

### ● Expérience au bureau :

On introduit dans un bécher, de la grenaille de zinc (atomes de zinc Zn) et une solution de sulfate de cuivre (II) ( $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ ). On mesure la température du milieu réactionnel à l'aide d'un thermomètre.



On observe une augmentation de la température.  
On en déduit qu'une transformation . . . . . a lieu dans le bécher.

### ● Réaction des ions cuivre avec les atomes de fer :

Introduire dans un erlenmeyer de la poudre de fer et une solution de sulfate de cuivre (II) ( $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ ). Boucher, agiter. Observer les éventuels changements.



État initial (les réactifs)		État final (réactifs restants et produits)		
Fer : atomes couleur grise solide	Sulfate de cuivre : ions couleur bleue			

Observations : La poudre de fer s'est recouverte d'un dépôt orangé, c'est .....  
La solution de sulfate de cuivre qui était bleue s'est décolorée : .....

Test de caractérisation :

Verser un peu de la solution dans un tube à essais. Y ajouter avec précautions une solution d'hydroxyde de sodium (soude). Observer.

Il apparaît un précipité vert, c'est de l'hydroxyde de fer (II). On en déduit qu'il s'est formé des ions fer (II)  $\text{Fe}^{2+}$ .

Quelle est la réaction chimique qui peut modéliser la transformation chimique précédente ? (On peut ne pas écrire les espèces spectatrices)

.....

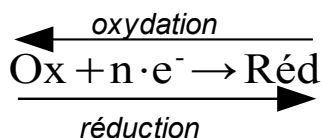
Au cours de cette transformation, les ..... ont perdu . . électrons, alors que les ..... ont gagné . . électrons.

**Définitions :** Un **oxydant** est une espèce chimique capable de fixer un ou plusieurs électrons.

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

Dans la transformation précédente, qui est l'oxydant, qui est le réducteur ?

Un **couple oxydant / réducteur (Ox/Réd)** est l'ensemble formé par un oxydant et un réducteur qui sont liés par la **demi-équation électronique** suivante :

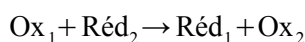


On dit aussi que ces deux espèces sont conjuguées.

Exemples de couples oxydant / réducteur : ▲

Couple	Oxydant	Réducteur	Demi-équation rédox
$H^+_{(aq)} / H_{2(g)}$	ion hydrogène(aq)	dihydrogène	$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)}$
$M^{n+}_{(aq)} / M_{(s)}$	cation métallique	métal	$M^{n+}_{(aq)} + ne^- \rightarrow M_{(s)}$
$Fe^{3+}_{(aq)} / Fe^{2+}_{(aq)}$	ion fer (III)	ion fer (II)	$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)}$
$Cu^{2+}_{(aq)} / Cu_{(aq)}$	ion cuivre (II)	Cuivre métal	$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu$
$MnO_4^-_{(aq)} / Mn^{2+}_{(aq)}$	ion permanganate (violet)	ion manganèse (II) (incolore)	$MnO_4^-_{(aq)} + 5e^- + 8H^+_{(aq)} \rightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O$
$I_{2(aq)} / I^-_{(aq)}$	diiode (aq) (brun)	ion iodure (incolore)	$I_{2(aq)} + 2e^- \rightarrow 2I^-_{(aq)}$
$S_4O_6^{2-}_{(aq)} / S_2O_3^{2-}_{(aq)}$	ion tétrathionate (incolore)	ion thiosulfate (incolore)	$S_4O_6^{2-}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow 2S_2O_3^{2-}_{(aq)}$

Une **réaction d'oxydo-réduction** résulte de l'action d'un oxydant  $Ox_1$  d'un couple 1 sur le réducteur  $Réd_2$  d'un couple 2. Il y a échange d'électrons (transfert d'électrons) entre ces deux espèces :



Écrire l'équation de l'oxydation des ions iodure par le fer.

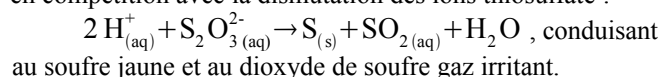
.....

Écrire l'équation de l'oxydation des ions  $Fe^{2+}$  par les ions permanganate en milieu acide.

.....

Si le milieu n'est pas acide ou insuffisamment, la réduction des ions permanganate  $MnO_4^-$  conduit non pas à l'ion manganèse  $Mn^{2+}$  incolore, mais à l'oxyde de manganèse  $MnO_2$  de couleur brune.

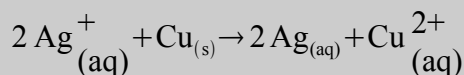
Les ions thiosulfate peuvent être utilisés pour la réduction des déchets oxydants. Attention, en milieu acide cette réaction est en compétition avec la dismutation des ions thiosulfate :



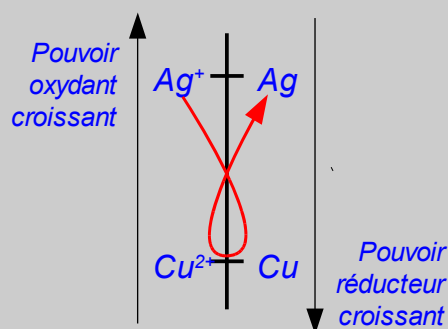
**Remarque :**

Les couples oxydant-réducteur peuvent être classés selon le pouvoir oxydant de l'oxydant du couple. Ceci permet de prévoir les réactions possibles entre deux couples. (règle du gamma).

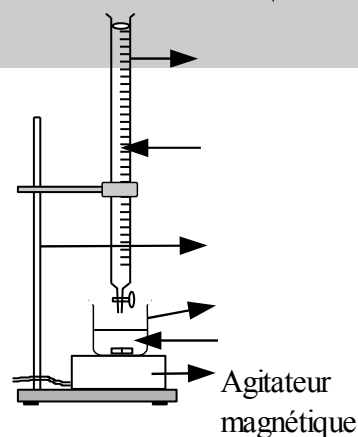
La réaction entre les 2 couples  $Ag^+/Ag$  et  $Cu^{2+}/Cu$  ne peut se faire que dans un sens :



Connaissant la classification des couples, on peut en déduire la réaction possible. En effet, entre deux couples, la seule réaction naturelle possible est celle entre l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort.

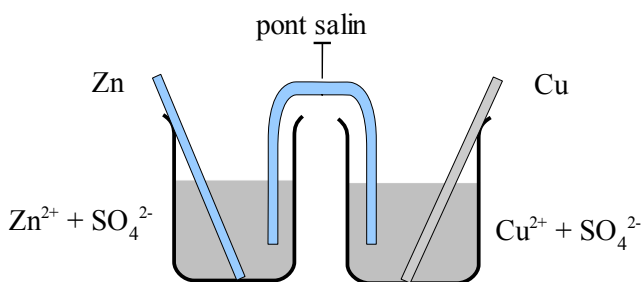


Les réactions d'oxydo-réduction peuvent servir de **réaction de dosage**. Par exemple, le diiode  $I_2$  (principe actif de certains antiseptiques comme l'eau iodée ou la teinture d'iode) peut être dosé par les ions thiosulfate. Quand les réactifs versés sont dans les proportions stœchiométriques, l'équivalence est atteinte. Ici, elle se repère par la coloration persistante du diiode si le réactif titrant est l'ion thiosulfate.



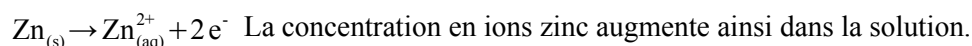
## 1.2 . Les piles électrochimiques. ▲

### 1.2.1 Au bureau : la pile Daniell



Les réactions se produisant à la surface des électrodes sont appelées **réactions aux électrodes**.

Sur l'**électrode de zinc**, les atomes de zinc fournissent des électrons puisqu'ils passent en solution sous forme d'ions  $Zn^{2+}$ , en libérant 2 électrons vers le circuit extérieur. Les atomes de zinc subissent une oxydation selon l'équation :



L'**électrode de cuivre** prend les électrons au circuit extérieur. Les ions cuivre (II) captent 2 électrons et se transforment en atomes de cuivre métal. Les ions cuivre (II) subissent donc une réduction :

$Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$  La concentration en ions cuivre diminue dans la solution et un dépôt de cuivre se forme sur l'électrode.

**Dans une pile, une oxydation et une réduction ont lieu dans deux demi-piles séparées.**

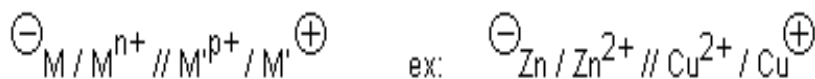
L'électrode par laquelle **entre** le courant électrique dans la pile est appelée **anode**. Elle est le siège d'une **oxydation**. | L'électrode par laquelle **sort** le courant électrique est appelée **cathode**. Elle est le siège d'une **réduction**.

Les électrons n'existent pas à l'état libre dans les solutions électrolytiques. La circulation du courant dans les solutions et le pont salin est assurée par les ions.

- La **capacité** d'une pile est la quantité totale d'électricité qu'elle peut fournir, exprimée en ampère-heure (A.h.) :

$$C = I \cdot \tau. \quad \tau \text{ est la durée de fonctionnement (h) et } I \text{ l'intensité du courant débité par la pile (A).}$$

- Le schéma conventionnel de la pile :



- Liens :

**Pile Daniell (2 animations ppt) :**

[http://webetab.ac-bordeaux.fr/Pedagogie/Physique/site/labo/tice/c\\_tice-demos.htm](http://webetab.ac-bordeaux.fr/Pedagogie/Physique/site/labo/tice/c_tice-demos.htm)

<http://www.uel-pesm.education.fr/consultation/referance/chimie/solutaque/apprendre/chapitre5bis/partie2/titre9.htm>

**animation succinte :**

<http://physiquecollege.free.fr/>

animation complète, choix de la pile (en anglais) :

<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/electroChem/> (choisir VoltaicCell)

### 1.2.2 Manipulations :

*Réaliser les piles suivantes : fer-cuivre, zinc-cuivre et fer-zinc.*

*Mesurer la fém de chaque pile, puis à partir de la polarité de la pile, retrouver les équations des réactions qui s'y déroulent. Quelles sont les espèces consommées ? Écrire l'équation-bilan des réactions qui ont lieu dans la pile*

## 2 . Polymères ▲

### 2.1 . Définitions :

Le mot polymère vient du grec « polus » plusieurs, et « meros » partie.

Un polymère est une **macromolécule**, organique ou inorganique, constituée de l'enchaînement répété d'un **même motif**, le monomère (du grec monos: un seul ou une seule, et meros ; partie), reliés les uns aux autres par des liaisons covalentes. Les travaux de Staudinger dans les années **1920** constituent la base de la science des polymères (Nobel en **1953**) ou macromolécules. Flory énoncera plus tard les principes fondamentaux sur les polymères (Nobel 1974).

Les réactions se produisent par **simple chauffage**, à la lumière (**UV**) ou en présence d'un **catalyseur**, elles s'arrêtent quand on refroidit le milieu actif ou lorsque l'un des réactifs initiaux est entièrement consommé.

Exemples : *polyesters, polyamides (nylon), polyuréthanes, résines époxydes, phénoplastes...*

On distingue deux types de polymérisations :

- **polycondensation** : élimination d'une petite molécule à chaque étape, comme une molécule d'eau.
- **polyaddition** : les monomères réagissent sans perte de molécules.

### 2.2 . Trois exemples : ▲

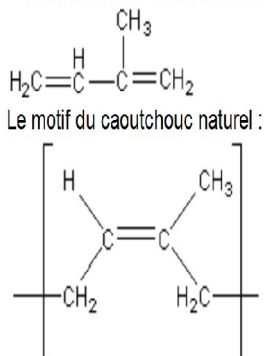
#### 2.2.1 La synthèse du caoutchouc : une polyaddition.

Le monomère est le méthylbutadiène. La réaction de polymérisation est initiée par la chaleur.

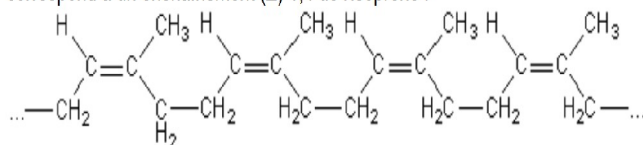
La réaction est une polyaddition :



Le caoutchouc naturel extrait du latex de l'hévéa est le polyisoprène, l'isoprène étant le 2-méthylbutadiène :



correspond à un enchaînement (Z) 1,4 de l'isoprène :



Cette longue chaîne est enroulée sur elle-même ; si l'on tire sur ses extrémités, elle se déroule (à la manière d'un long cheveu frisé) et reprend sa forme quand cesse la traction.

On représente le polymère à partir de son motif

**Manipulation** : Le monomère est vendu dans les magasins d'art créatif pour la réalisation de moules. (10 à 30 euros le Kg)

On met une couche de monomère sur un tube à essais puis on le polymérise par chauffage au sèche cheveux. Une fois la première couche durcie on répète l'opération jusqu'à obtenir l'épaisseur souhaitée.

Remarque : On peut changer la structure du caoutchouc en ajoutant du soufre dans le mélange. La formation de ponts disulfures crée une réticulation qui améliore la résistance du polymères. C'est le principe de la vulcanisation.

Pour 30 % en masse de soufre, le polymère perd son élasticité et prend le nom d'ébonite (utilisée comme isolant).

### 2.2.2 La polymérisation de l'éthanal en milieu basique :

Le monomère est l'éthanal. La réaction est une polyaddition :

**Manipulation :** Dans un tube à essais on place 1 mL d'éthanal et (avec précautions) quelques gouttes de soude à 2 mol.L<sup>-1</sup>. (Certains protocoles proposent d'ajouter 1 mL d'éthanol)

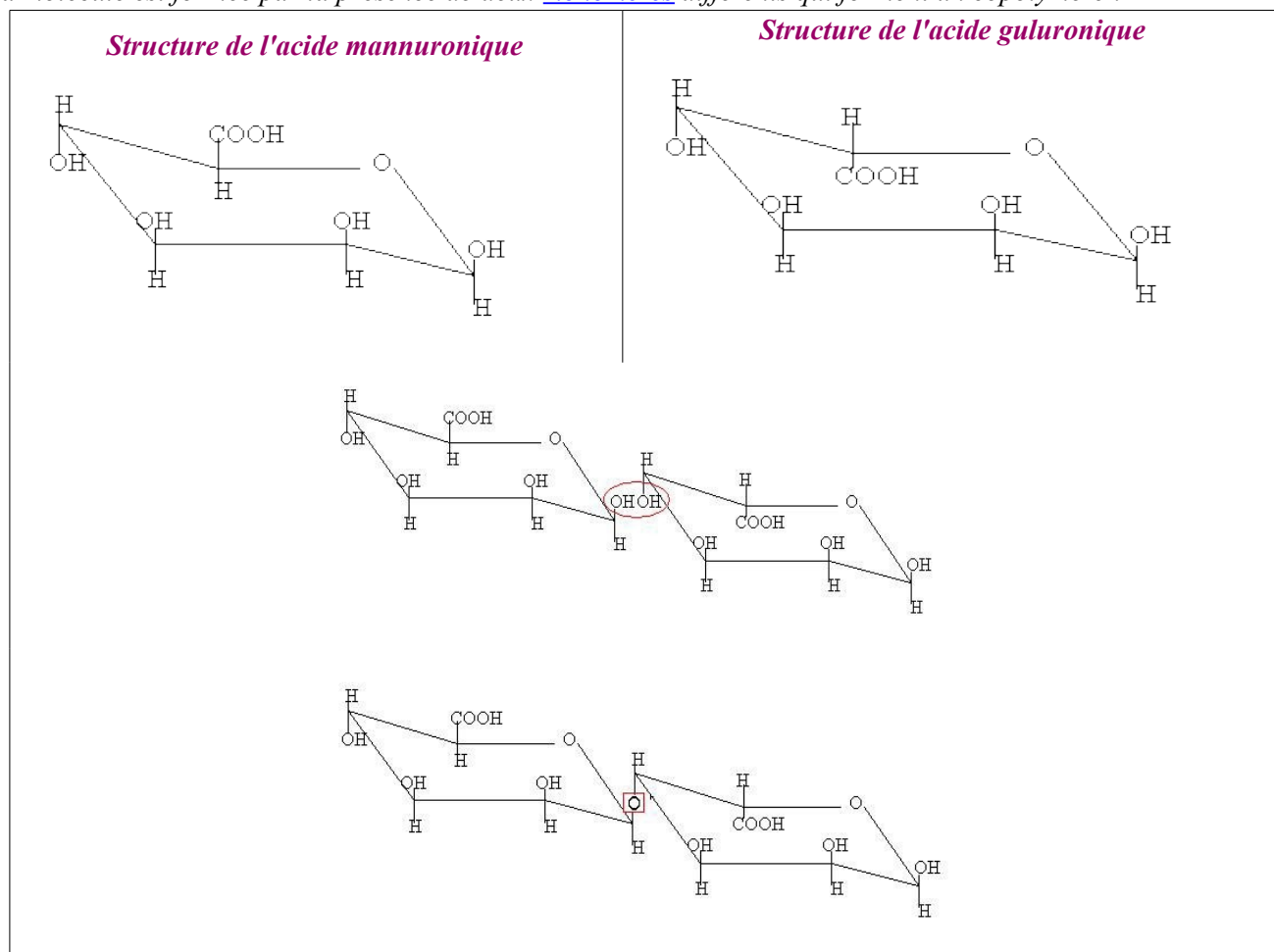
On obtient un polymère coloré en raison des nombreuses doubles liaisons conjuguées.

### 2.2.3 La synthèse de l'alginate de sodium :

L'alginate de sodium est issu du laminaire, une algue brune. Son code alimentaire est le E401, il a des propriétés gélifiantes. Il est aussi utilisé pour réaliser des moulages dentaires.

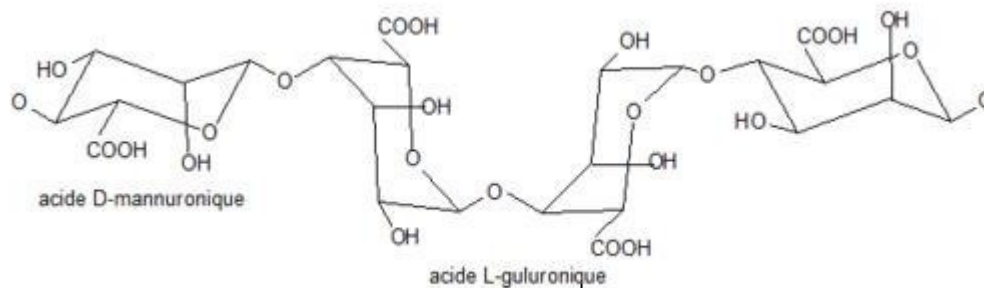
Il est utilisé sous forme de poudre blanche et sans odeur.

Sa molécule est formée par la présence de deux monomères différents qui forment un copolymère :



Les monomères sont liés entre eux par un oxygène suite à la perte d'une molécule d'eau ( $H_2O$ ). (réaction d'estérification)

L'alginate de sodium se présente ainsi :



**Manipulation** : Réaliser le moulage d'un doigt avec l'alginate dentaire (5 à 10 euros les 450 g)

**Remarque** : il est possible de dissoudre le gel formé à l'aide d'une solution riche en ions sodium, magnésium ou encore potassium, il est réversible ioniquement.

<http://chimie.sup.pagesperso-orange.fr/polymeres/GENERALITESPOLYMERES.html>

<http://constance-marine-romane.e-monsite.com/pages/les-molecules-entrent-en-jeu/les-ingredients/l-alginate-de-sodium.html>

## 3. Les réactions acido-basiques

### 3.1. Définitions

Elles concernent des molécules sur lesquelles un **hydrogène** au moins a une **liaison affaiblie** ( L'hydrogène est lié à un atome nettement plus électronégatif )

Ex :  $H-Cl$  ;  $H-Br$  ;  $HCOO-H$  ;  $C_2H_5O-H$

Ces réactions font intervenir l'ion  $H^+$  qui **correspond à un proton**. Cf TP

#### 3.1.1 Expérience :

##### 3.1.1.a réaction entre l'acide chlorhydrique et une solution d'hydroxyde de sodium :

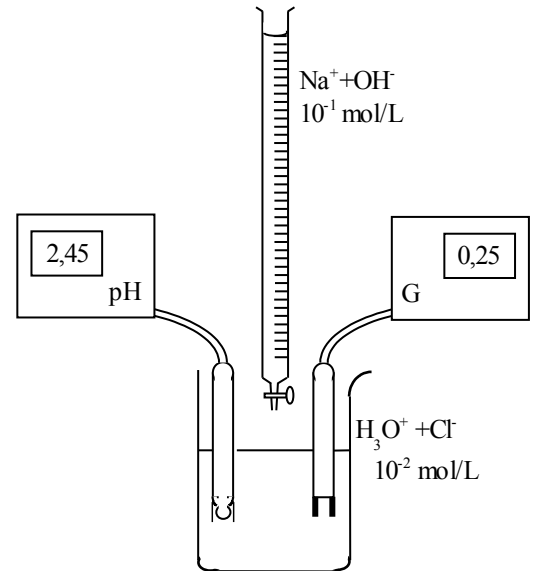
**Observation** : Élévation de température et la conductance diminue lorsque l'on fait réagir l'acide chlorhydrique et une solution d'hydroxyde de sodium ( jusqu'à  $pH = 7$  )

**Interprétation** : Il y a réaction chimique et au cours de la réaction certains ions réagissent.

**Equation de la réaction** :



Soit  $H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow 2 H_2O_{(l)}$  si on ne note pas les ions indifférents.



**On écrit les demi-équations acido basiques pour présenter la transformation de chaque espèce chimique :**

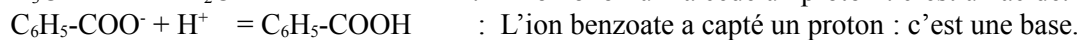
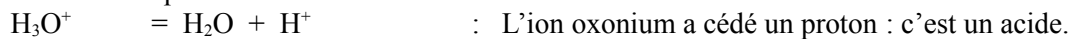


**Interprétation** : lors de cette réaction, il y a eu un **transfert de proton** de l'ion oxonium vers l'ion hydroxyde.

##### 3.1.1.b Réaction entre l'acide chlorhydrique et le benzoate de sodium :

Lorsqu'on verse la solution d'acide chlorhydrique ( $H_3O^+ + Cl^-$ ) dans la solution de benzoate de sodium ( $Na^+ + C_6H_5-COO^-$ ) un précipité blanc d'acide benzoïque  $C_6H_5-COOH$  apparaît.

On écrit les demi-équations :



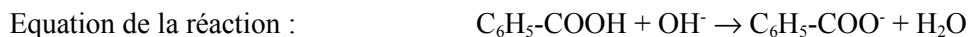
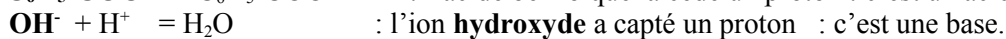
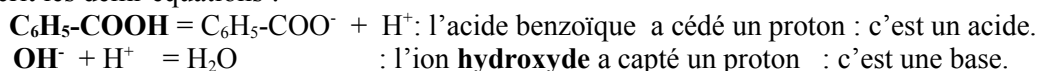
Soit l'équation de réaction simplifiée :  $H_3O^+ + C_6H_5-COO^- \rightarrow C_6H_5-COOH(s) + H_2O$

**Interprétation** : Lors de cette réaction il y a eu un transfert de proton de l'ion oxonium vers l'ion benzoate.

### 3.1.1.c Réaction entre l'acide benzoïque et les ions hydroxyde d'une solution d'hydroxyde de sodium :

L'acide benzoïque insoluble dans l'eau (car peu polaire) disparaît lorsque l'on ajoute de la soude : il y a formation d'une espèce plus polaire.

On écrit les demi-équations :



*Interprétation :*

Lors de cette réaction il y a eu un **transfert de proton** de l'acide benzoïque vers l'ion hydroxyde.

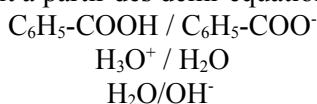
### 3.1.2 Couple acide / base : 1923 généralisation par Bronstéd :

#### 3.1.2.a Définition :

<b>Toute espèce capable de céder un proton est un acide.</b>	$\text{HA} = \text{H}^+ + \text{A}^-$
<b>Toute espèce capable de gagner un proton est une base.</b>	$\text{B} + \text{H}^+ = \text{BH}^+$

Les expériences ont mis en évidence que le passage de l'acide à sa base conjuguée est réversible.

On définit à partir des demi-équations **les couples acide / base** :



#### 3.1.2.b Cas des indicateurs colorés : (voir TP) :

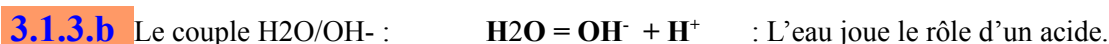
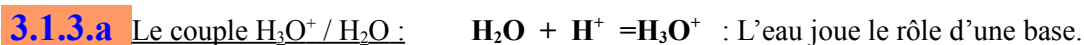
Ce sont des couples acide/base, notés **HIn/In<sup>-</sup>** dont **la couleur de la forme acide est différente de celle de la forme basique**.

Si, dans une solution, HIn est présent en plus grande quantité que In<sup>-</sup>, la solution prend la couleur de HIn qui est appelée la teinte de la forme acide et inversement.

Le changement de couleur (virage de l'indicateur) indique une modification du pH.

Indicateur coloré	Teinte de la forme acide	Teinte de la forme basique
Hélianthine	rouge	Jaune
Bleu de bromothymol ou BBT	jaune	Bleu
phénolphtaléine	incolore	rose

### 3.1.3 Les couples acide/ base de l'eau :



Conclusion : L'eau peut se comporter comme un acide ou comme une base, c'est un ampholyte.

### 3.1.4 Réaction acido-basique : ▲

La réaction qui a lieu entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple est appelée **réaction acido-basique**. Elle est définie par un **échange de proton**

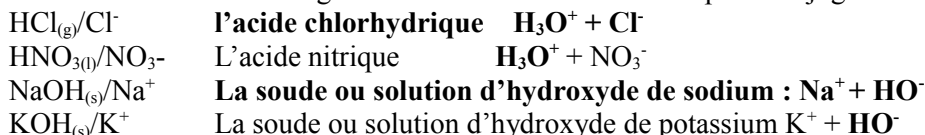
Lors d'une réaction acido-basique les protons cédés par un des couples sont captés par l'autre, ils n'apparaissent pas dans l'équation de réaction.

**Méthode :** Ecriture des réactions acido-basiques en 2 étapes :

- On écrit les demi-équations de chaque couple en plaçant les réactifs à droite.
- On ajoute membre à membre les demi-équations de façon à éliminer les protons  $H^+$  du bilan.

### 3.1.5 Force des acides et des bases :

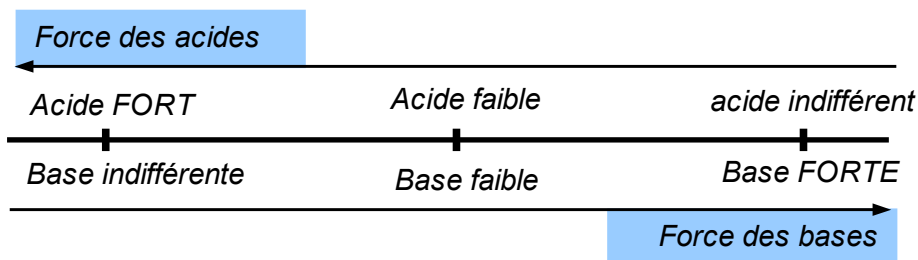
Une **base ou un acide fort** réagit totalement avec l'eau. Son espèce conjuguée est un ion indifférent.



**Conséquence :** Dans une réaction avec un acide ou une base forte, le réactif est  $H_3O^+$  ou  $HO^-$   
On prend donc en compte le couple de l'eau  $H_3O^+ / H_2O$  ou  $H_2O / HO^-$  .

Un **acide faible** réagit partiellement avec l'eau, son espèce conjuguée est une **base faible**.  
 $CH_3COOH(aq) / CH_3COO^-$  L'acide éthanoïque  $CH_3COOH(aq) + H_2O(l) = CH_3COO^- + H_3O^+$

**Application :** Réaction de la potasse KOH avec l'acide éthanoïque  $CH_3COOH$ .



### 3.1.6 Acides et bases de la vie courante

De nombreux acides et bases font partie de notre environnement :

- la levure chimique contient une base  $HCO_3^-$
- le vinaigre contient de l'acide éthanoïque,
- les déboucheurs de canalisations sont des solutions d'hydroxyde de sodium concentrées,
- les détartrants contiennent des acides (chlorhydrique, tartrique ou phosphorique)...

## 3.2 . Utilisation du pH-mètre ▲

### 3.2.1 Description du pH-mètre :

Le pH-mètre est un appareil de mesure du pH d'une solution. Il est constitué d'une sonde reliée à un voltmètre électronique.

La sonde de mesure est constituée de deux électrodes :

**une électrode de référence.** (Potentiel fixe)

**une électrode de verre.** (Potentiel qui varie avec le pH)

Aux bornes de la sonde on mesure une différence de potentiel : **une tension électrique U.**

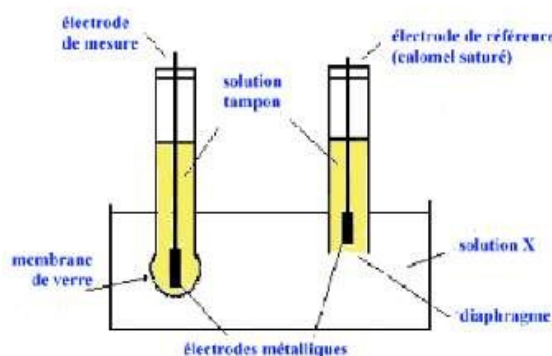
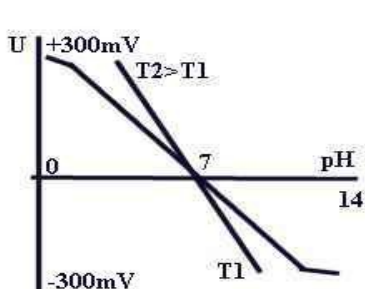
Cette tension est une fonction affine du pH :

$$U = a - b \cdot \text{pH}$$

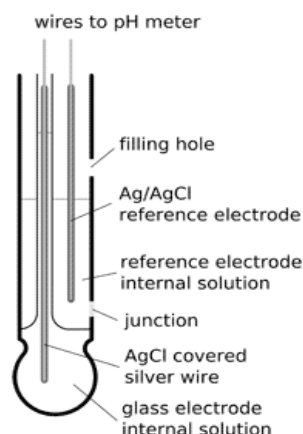
( a et b étant deux coefficients positifs qui dépendent de la température et de l'état des électrodes).

Il est donc nécessaire d'étalonner le pH-mètre d'une solution pour que a et b soient fixés et que l'on puisse lire directement le pH d'une solution :

$$\text{pH} = a' - b' \cdot U$$



Electrode combinée :



Remarque : on utilise facilement une électrode dite « combinée » qui intègre les 2 électrodes.

### 3.2.2 Etalonnage du pH-mètre (en milieu acide) : Une seule fois en début de séance !!

Selon le modèle :

Mesurer la température et régler le bouton « température » sur le pH-mètre.

Tremper la sonde dans une solution tampon de **pH=7** et calibrer l'offset du pH-mètre :

Touche **CAL** puis lorsque la valeur est stable touche **HOLD/ENTER**

Tremper la sonde dans une solution tampon de **pH=4** et ajuster le pH-mètre. (température)

Touche **CAL** puis lorsque la valeur est stable touche **HOLD/ENTER**

### 3.2.3 Mesures :

**Entre chaque mesure de pH, il faut rincer la sonde avec de l'eau distillée et absorber la goutte d'eau avec un papier pour éviter de diluer la solution mesurée.**

**Quand vous ne faites plus de mesures, pensez à éteindre le pH-mètre et à ne pas laisser la sonde sécher à l'air libre : placez la sonde dans la solution de KCl saturée ou dans de l'eau distillée pour éviter que l'électrode de verre ne se détériore en séchant.**

### 3.3 . DOSAGE DU DESTOP ▲

**Le Destop est un liquide déboucheur de canalisation.**

**Le fabricant indique qu'il contient 20% en masse d'hydroxyde de sodium. Sa densité  $d = 1,23$**



**Votre travail** : Vous êtes chargés par le service de répression des fraudes de vérifier l'indication du fabricant.

Il y a fraude si l'indication a une erreur relative supérieure à 10 %.

*Vous disposez du matériel classique de laboratoire. Des solutions d'hydroxyde de sodium et d'acide chlorhydrique décimolaires ont été préparées :  $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ . Une pipette jaugée de 10 mL est fournie.*

#### Analyse de l'énoncé :

L'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$ ) est une base forte.

On peut donc réaliser un dosage acido-basique avec un acide fort comme l'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ ).

Les couples acide-base sont donc  $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$  et  $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$

La réaction du dosage sera  $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} = 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

La constante d'équilibre de cette réaction  $K = \frac{1}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{(\text{éq})} \cdot [\text{OH}^-]_{(\text{éq})}} = \frac{1}{K_e} = 10^{14}$  : La constante d'équilibre est

supérieure  $10^4$  donc la réaction de dosage est bien **totale**, elle est par ailleurs **rapide** et **univoque**.

On établit la **relation à l'équivalence** au moyen d'un tableau d'avancement.

		$\text{H}_3\text{O}^+$	+	$\text{HO}^-$	=	$2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
	Avancement	Quantités de matières $n$ (en mol)				
Etat initial	0	$C_A \times V_A$		$C_B \times V_B$		
Etat en cours	x	$C_A \times V_A - x$		$C_B \times V_B - x$		
Etat à l'équivalence	$x_{\text{éq}}$	$C_A \times V_A - x_{\text{éq}} = 0$		$C_B \times V_B - x_{\text{éq}} = 0$		

**A l'équivalence les réactifs titré et titrant sont totalement consommés, leur quantité de matières sont nulles.**

$C_A \times V_A - x_{\text{éq}} = 0$  et  $C_B \times V_B - x_{\text{éq}} = 0$  Soit  $x_{\text{éq}} = C_A \times V_A = C_B \times V_B$

La relation à l'équivalence est ici  $C_A \times V_A = C_B \times V_B$

L'énoncé suggère d'utiliser une pipette jaugée de 10 mL pour le prélèvement du réactif titré  $V_B = 10 \text{ mL}$ . La burette graduée à un volume nominal de 20 mL. Un volume à l'équivalence autour de  $V_A = 10 \text{ mL}$  permettra une lecture précise et des variations importantes autour de cette valeur.

La concentration de l'acide chlorhydrique  $C_A = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

La relation à l'équivalence impose alors  $C_B = C_A \times V_{AE} / V_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Pour réaliser ce dosage la concentration du Destop doit donc être proche de  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

On vérifie la concentration molaire en hydroxyde de sodium (soude) du Destop :

La masse d'1 L de Destop : la densité  $d_D = 1,23$  donc la masse volumique  $\mu_D = d_D \times \mu_{\text{eau}} = 1,23 \text{ kg/L}$ .

1 L de Destop a une masse  $m = \mu_D \times V = 1,23 \times 1 = 1,23 \text{ kg} = 1230 \text{ g}$ .

La masse d'hydroxyde de sodium dans un litre  $m_s = 1230 \times 20\% = 246 \text{ g}$

La quantité de matière de soude  $n_s = m_s / M_s = 246 / 40 = 6,15 \text{ mol}$ .

La concentration molaire nominale (fabricant) du Destop  $C_D = n_s / V_s = 6,15 / 1 = 6,15 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Le destop est donc beaucoup trop concentré pour être dosé directement.

Il faut procéder à une dilution d'un facteur  $C_D / C_A = 6,15 / 0,1 = 61$  (environ)

Nous proposons de réaliser une **dilution d'un facteur 50 en deux étapes** :

On réalise une première **dilution d'un facteur 5** en prélevant 10 mL de Destop avec une pipette jaugée et en complétant à 50 mL dans une fiole jaugée avec de l'eau distillée.

Après avoir homogénéisé cette solution, **on la dilue d'un facteur 10** en prélevant 10 mL de cette solution avec une pipette jaugée et en complétant à 100 mL dans une fiole jaugée avec de l'eau distillée.

On choisit de réaliser un **dosage colorimétrique** avec indicateur coloré, le bleu de bromothymol (BBT).  
A l'équivalence l'indicateur coloré passe de sa forme basique bleue, à sa forme acide incolore.

On mesure le volume de réactif titrant versé à l'équivalence :  $V_{AE} = 6,7 \text{ mL}$ .

Donc la concentration molaire de la solution diluée 50 fois :  $C'_B = C_A V_{AE} / V_B = 0,1 \times 6,7 / 10 = 6,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

La concentration molaire du Destop :

$$C_D = 50 C'_B = 50 \times 6,7 \cdot 10^{-2} = 3,35 \text{ mol.L}^{-1}$$

La masse de Destop dans un litre :

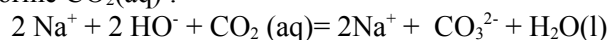
$$m_D = n_D \times M_D = C_D \times V \times M_D = 3,35 \times 1 \times 40 = 134 \text{ g}$$

Le Destop contient donc  $134/1230 = 11\%$  en masse de d'hydroxyde de sodium.

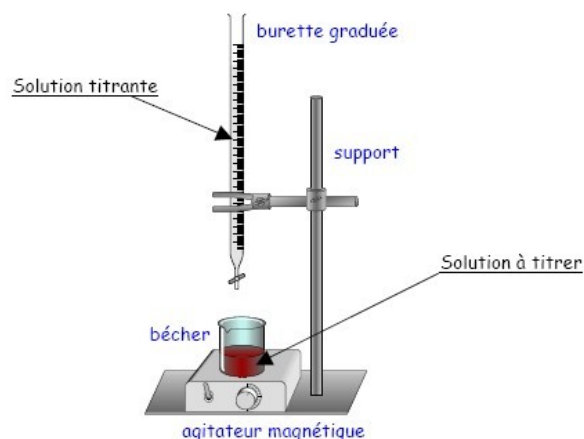
L'erreur relative =  $(246 - 134)/236 = 45\%$  d'erreur : Il y a fraude !

*Remarque* : Peut-être pas de fraude...

Si le flacon a été débouché depuis longtemps, **la soude réagit avec le dioxyde de carbone de l'air** qui passe en solution sous forme  $\text{CO}_2(\text{aq})$  :



On dit que **la soude se carbonate** : **les solutions de soude ne se conservent pas**. Lorsqu'on cherche un résultat quantitatif précis (dosages) il faut utiliser des solutions « fraîches ».



#### 4 . Ressources et compléments ▲

- « pages professeurs » de Denis Blanchetière sur le site du lycée Charles de Gaulle (liens divers)  
<http://lcs.cdg.lyc14.ac-caen.fr/~blanched/sti2daccueil.html>
- J. Sarrazin, M. Verdaguet. *L'oxydoréduction (concepts et expériences)*- éditions Ellipse.

*retour vers le sommaire* ▲