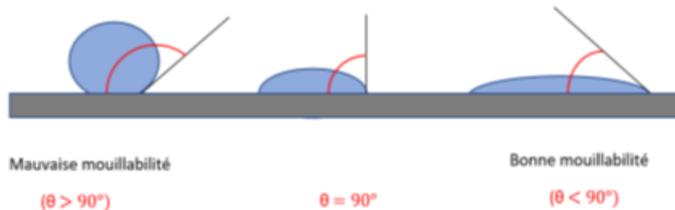
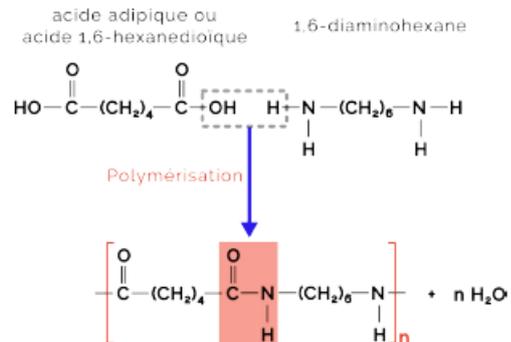
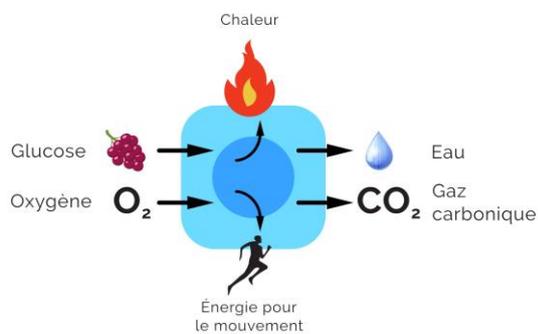


# Spectacle Scientifique

## Les sciences en tête

### Janvier 2025



#### Liste des manipulations de chimie

Manip	Lien avec le sport	Protocole
Propriétés antioxydantes des vitamines	Énergie – boissons pour sportifs	p. 2
Réactions exothermique et endothermique	Compresses chaude et froide	p. 3
Synthèse du nylon	Matériaux - vêtements	p. 4
Préparation d'une surface superhydrophobe	Traitement de surface – ski...	p. 5
Dépôt électrolytique d'or	Médailles	p. 7

Compléments d'information sur les diagrammes de Pourbaix : voir p. 9 à 12.

# Propriétés antioxydantes des boissons isotoniques

### Matériel et réactifs

- Iso-Bétadine
- Vitamine C en comprimé non effervescent blanc
- Morceaux de tissu blanc (sans amidon !)
- Mortier et pilon
- Spatule en métal
- Pour la déco/le scénario : Boisson isotonique ISO+ Long duration +3h (Decathlon)

### Mode opératoire

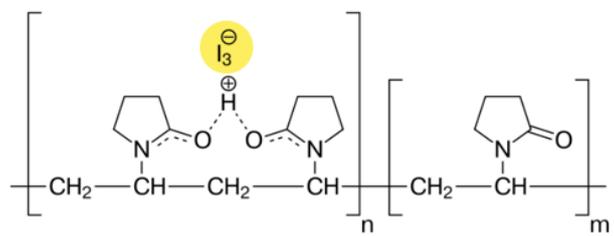
1. Faire une tache d'Iso-Bétadine® (1 goutte avec pipette Pasteur) sur un morceau de tissu (laisser sécher brièvement).
2. Réduire en poudre un comprimé de vitamine C avec un pilon dans un mortier.
3. Recouvrir la tache de vitamine C en poudre, ajouter un peu d'eau et laisser agir.
4. Frotter légèrement l'acide ascorbique (vitamine C) sur la tache à l'aide d'une petite spatule afin qu'il agisse sur l'ensemble de la tache.
5. Attendre quelques secondes et observer.



## L'iode, l'antiseptique qui tache

EXPERIMENTARIUM  
DE CHIMIE  
Faculté  
des Sciences 

La **polyvidone iodée**, commercialisée sous le nom d'**iso-Bétadine®**, est un antiseptique à base d'**iode**.



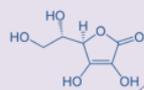


La **coloration brune** de l'iso-Bétadine® est due à I<sub>2</sub>, présent sous forme de complexe I<sub>3</sub><sup>-</sup>.

L'iode a des **propriétés antiseptiques** : il détruit de manière irréversible les microorganismes (bactéries, champignons) et les virus en pénétrant leur paroi ou leur membrane et oxydant leurs protéines de structure et leurs enzymes.

En présence d'un réducteur comme l'**acide ascorbique** (vitamine C), l'iode est réduit en ion iodure :

$$I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$$



# Réactions exothermique et endothermique

## Matériel et réactifs

Pour la réaction exothermique :

- 2 béchers de 100 mL
- 2 sondes de température (Digital Thermometer)
- HCl 2 M
- NaOH 2 M

Pour la réaction endothermique :

- $\text{NH}_4\text{SCN}$
- $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$
- 1 erlenmeyer (250 mL) ou 1 bécher (250 mL)
- 1 planchette en bois
- 1 grande baguette en verre
- Pissette de  $\text{H}_2\text{O}$  déminéralisée

## Mode opératoire

### Réaction exothermique :

Mettre 25 mL de HCl 2 M dans un bécher et 25 mL de NaOH 2 M dans l'autre bécher. Mesurer la température de chaque solution à l'aide des sondes de température (Digital thermometer).

Verser la solution de NaOH dans le bécher contenant HCl et la sonde de température. Observer la variation de température.

Vidéo : [https://www.youtube.com/watch?v=lxXiQM\\_8BpI](https://www.youtube.com/watch?v=lxXiQM_8BpI)

### Réaction endothermique :

Mettre un peu d'eau sur la planche en bois puis placer l'erlenmeyer (ou le bécher) sur la partie mouillée. Ajouter 10 g de  $\text{NH}_4\text{SCN}$  solide et 40 g de  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$  solide. Mélanger à l'aide de la baguette en verre. Soulever l'erlenmeyer pour montrer que la planchette en bois reste collée à l'erlenmeyer (l'eau a gelé).

Équation de la réaction :  $4 \text{NH}_4\text{SCN} (\text{s}) + \text{Ba}(\text{OH})_2 (\text{s}) \rightarrow 2\text{NH}_3 (\text{g}) + \text{Ba}(\text{SCN})_2 (\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{l})$

Vidéo : <https://www.youtube.com/watch?v=PT69dkr1B00>

# Synthèse du nylon

## Matériel et réactifs

- 1 bécher de 50 mL
- 1 petit erlen
- Crochet (trombone métallique ouvert)
- Tube
- Solution aqueuse de 1,6-diaminohexane 0,3 M
- Solution de chlorure d'adipyle 0,15 M dans hexane
- 2 verres à pied de 10 mL

## Mode opératoire

**ATTENTION** : manipuler sous la hotte

*L'hexane est inflammable ; éliminez toute source de chaleur à proximité.*

1. Dans un bécher de 50 mL, mélanger 5 mL de solution aqueuse de 1,6-diaminohexane et 5 mL de solution 1 mol/L en NaOH (=solution 1).
2. Dans un erlenmeyer, introduire 10 mL de la solution organique de chlorure d'adipyle (= solution 2).
3. Verser très délicatement la solution organique (2) dans le bécher contenant la solution aqueuse (1) de façon à ne pas mélanger ces deux solutions !
4. A l'aide d'un crochet (trombone métallique ouvert), saisir le film de polymère qui se forme à l'interface des deux solutions. Tirer sur le fil de polymère qui s'allongera spontanément et enroulez-le progressivement autour d'un tube en tournant à une vitesse uniforme jusqu'à épuisement des solutions.
5. Dérouler le fil, laver-le dans une solution aqueuse d'acide acétique 0,8 mol/L puis dans l'eau déminéralisée et le faire sécher dans une étuve à chaleur douce.

# Préparation d'une surface superhydrophobe

## Matériel et réactifs

- 2 béchers de 100 mL
- 1 lame de Zn
- Papier essuie-tout du labo
- Pipette Pasteur
- Papier ponce
- Solution d'alcanethiol : 1-octadécane-thiol 0,004 mol/L dans éthanol absolu
- Solution de sulfate de cuivre :  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  0,08 mol/L + NaCl 2 g/L
- Eau déminéralisée

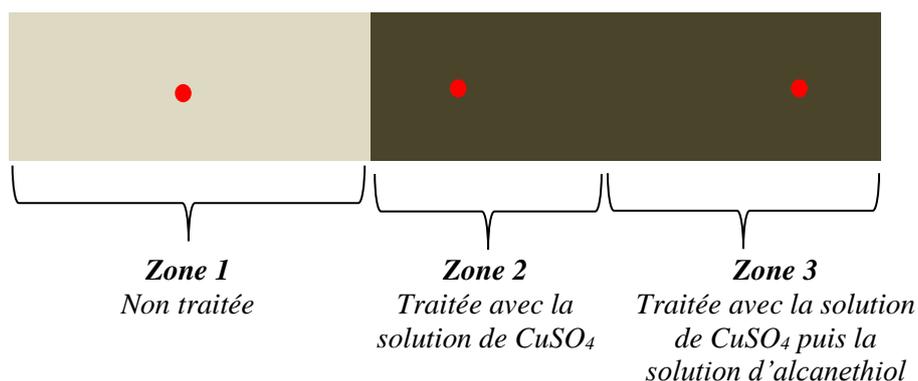
## Mode opératoire

1. Dans un premier bécher de 100 mL, ajouter de la solution de sulfate de cuivre ( $\text{CuSO}_4$ ) jusqu'au trait indiquant 80.
2. Placer la lame de zinc verticalement dans le bécher contenant la solution de  $\text{CuSO}_4$ . Attendre 20 secondes puis sortir doucement la lame du bécher et la déposer sur le papier essuie-tout **sans toucher la surface traitée**.
3. Dans un second bécher de 100 mL, verser de la solution d'alcanethiol jusqu'au trait indiquant 40.
4. Tamponner **délicatement** la plaque à l'aide de l'essuie-tout. Vérifier visuellement que la lame est bien sèche (aspect mat).
5. Placer la lame de zinc dans le bécher contenant la solution d'alcanethiol de la même façon que précédemment (partie traitée vers le bas). Attendre 60 secondes puis sortir la lame du bécher et la déposer sur le papier essuie-tout. Laisser sécher sans toucher pendant environ 2 minutes.

*La surface de la lame de zinc comporte maintenant 3 zones (voir schéma ci-dessous) :*

- *une extrémité non traitée (zone 1 sur le schéma)*
- *le milieu de la lame traité avec la solution de  $\text{CuSO}_4$  (zone 2)*

- l'autre extrémité de la lame traitée avec les deux solutions (zone 3).



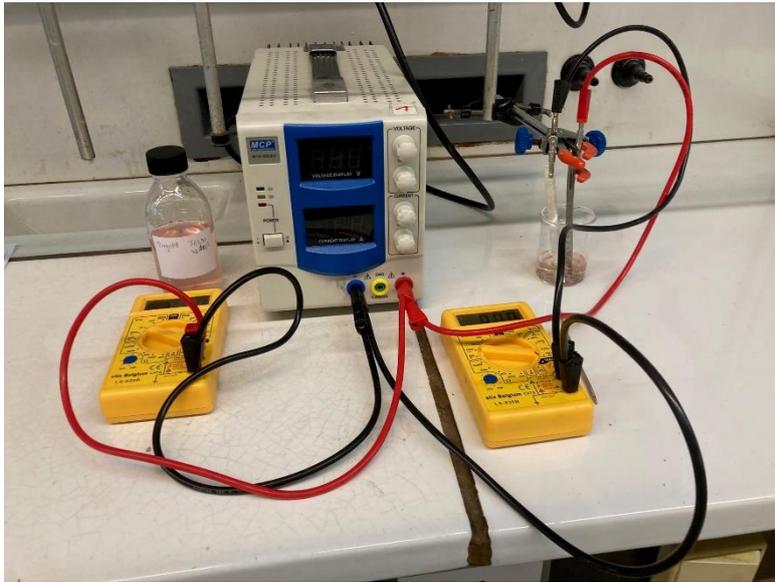
6. À l'aide d'une pipette pasteur, déposer une goutte d'eau distillée sur chacune des zones (position des points rouges sur le schéma).

Observer le comportement des gouttes dans les différentes zones.

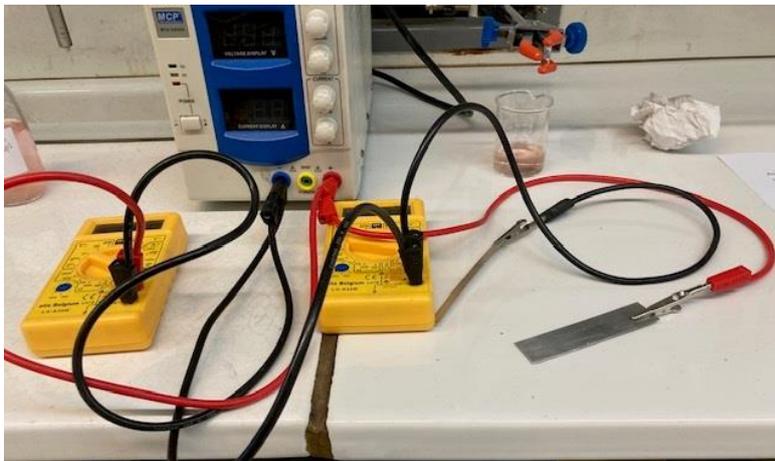
7. Une fois la manipulation terminée, poncer les plaques de zinc à l'aide du papier ponce afin d'enlever les différents dépôts.

# Dépôt électrolytique d'or sur argent

## Montage



**Plaque ou barreau d'argent =**  
électrode de travail sur laquelle  
l'or est déposé



**Plaque en inox = contre-électrode**

## Matériel

- Electrode en Ag (barreau ou lamelle)
- Electrode en Inox comme contre-électrode
- Solution : Jentner Plating Technology – Pre-gold bath JE 230 (semblable à JE285 à 3g/L d'or)
- 1 bécher de 100 mL
- Générateur (voir photos ci-dessus) + câbles et pinces croco

## Protocole

Avant de faire le dépôt, l'électrode d'argent doit être polie ou repolie avec du papier émeri P 1200.

Appliquer pendant environ 30 s une tension de 3 V à l'aide du générateur (N°1) (utilisation d'un voltmètre pour confirmation du potentiel) avec un courant qui passe à l'électrode d'argent d'environ 30-50 mA. A la main faire de petits mouvements de va et vient de l'électrode d'argent dans la solution face à la contre-électrode.

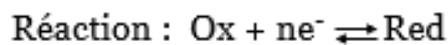
Au bout de 30 s max, couper le générateur et frotter le dépôt avec un kleenex avant de l'orienter à la lumière pour voir la différence entre la partie Ag et la surface en Au.

## Compléments d'information sur les diagrammes de Pourbaix

Extrait du cours d'électrochimie de C. Buess-Herman (ULB – 2017)



### Corrosion humide : Aspects thermodynamiques



Equation de Nernst :

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{\text{ox}}}{a_{\text{red}}}$$

Diagramme de Pourbaix

= potentiel réversible calculé par l'équation de Nernst en fonction du pH

→ Atlas d'équilibres électrochimiques

Marcel Pourbaix  
(1904-1998)

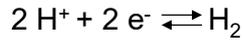


est un électrochimiste belge qui a mis au point à l'Université libre de Bruxelles les diagrammes qui portent son nom.

## Corrosion : Aspects thermodynamiques

Domaine de stabilité de l'eau

Réactions impliquant des H<sup>+</sup>



$$E = 0 + 0,059 \log c_{\text{H}^+}$$

$$E = -0,059 \text{ pH}$$



$$E = 1,23 - 0,059 \text{ pH}$$

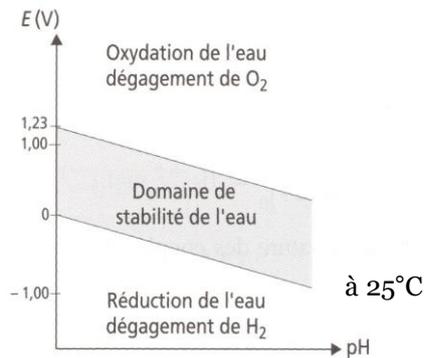


Diagramme de Pourbaix  
= potentiel réversible calculé  
par l'équation de Nernst  
en fonction du pH

## Corrosion : Aspects thermodynamiques

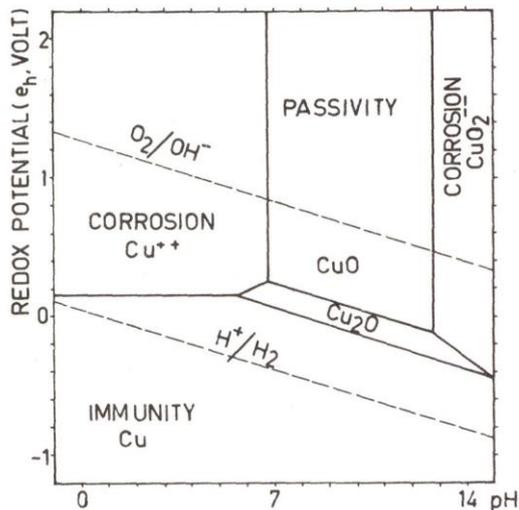
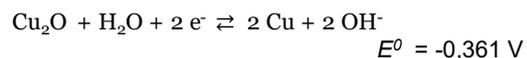
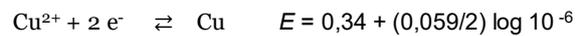


Diagramme de Pourbaix du cuivre  
Concentration en espèces dissoutes = 10<sup>-6</sup>M  
T = 25 °C

Différentes réactions sont considérées :

- équilibre électrochimique entre M et ses ions
- équilibre électrochimique entre M et son oxyde
- équilibre électrochimique entre deux oxydes de degrés d'oxydation différents
- équilibre chimique en milieu acide et milieu basique entre un oxyde et des ions dissous



$$\text{Pente} = \frac{0,059 \times \text{coeff stoech H}^+/\text{OH}^-}{\text{Nombre d'e}}$$

## Diagrammes de Pourbaix

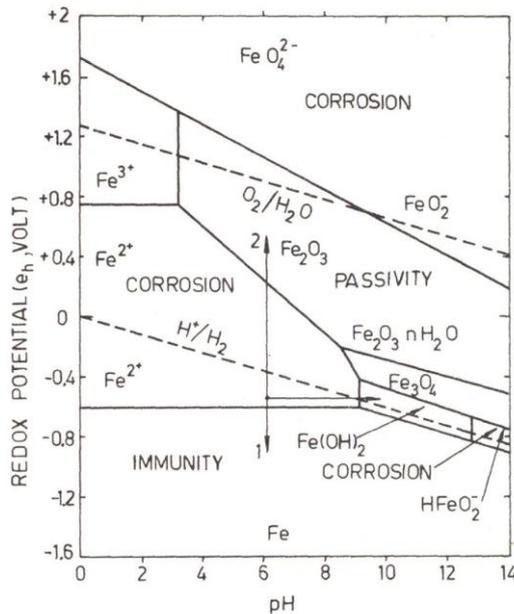
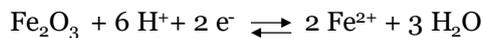
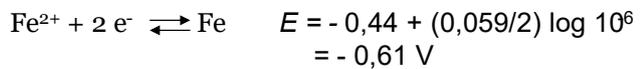


Diagramme de Pourbaix du fer  
Concentration en espèces dissoutes =  $10^6$ M  
T = 25 °C

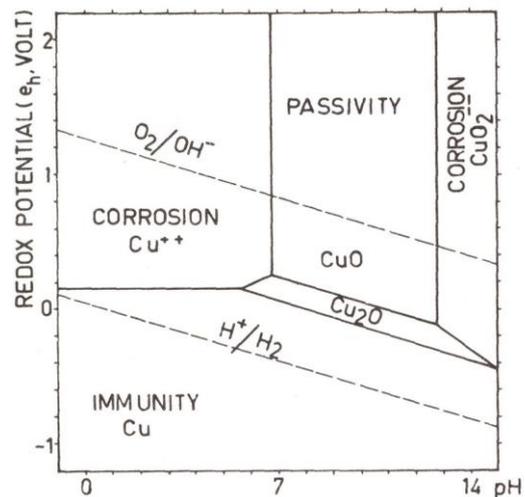
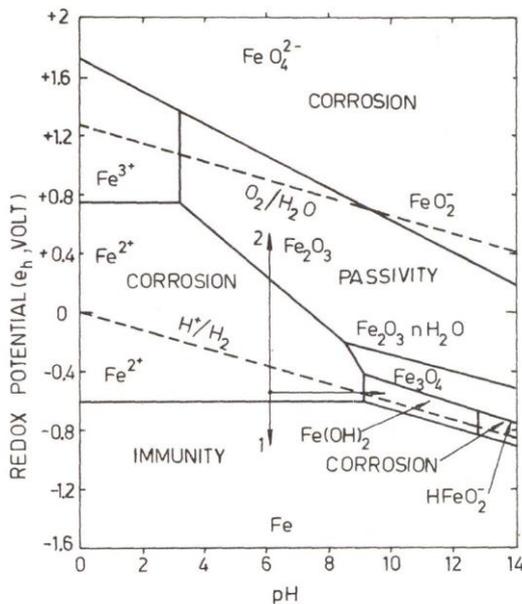
Différentes réactions sont considérées :

- équilibre électrochimique entre M et ses ions
- équilibre électrochimique entre M et son oxyde
- équilibre électrochimique entre deux oxydes de degrés d'oxydation différents
- équilibre chimique en milieu acide et milieu basique entre un oxyde et des ions dissous



$$E = 1,057 + (0,059/2) \log (10^6)^2 - (0,059/2) \times 6 \times \text{pH} = 0,703 \text{ V à pH 4}$$

## Corrosion : Aspects thermodynamiques



Le domaine d'immunité est le domaine où le métal n'est jamais attaqué.

Le domaine de passivité est le domaine où le métal est attaqué mais protégé par une cinétique d'attaque très lente.

Un métal dont le domaine d'immunité recouvre plus le domaine de stabilité de l'eau est thermodynamiquement plus noble. Par exemple le cuivre est plus noble que le fer.

La noblesse pratique prend en compte l'importance du domaine d'immunité et du domaine de passivité. C'est ainsi que l'aluminium ou le titane, qui se recouvrent d'une couche d'oxydes protectrices, sont utilisés dans la fabrication de nombreux objets (portes, fenêtres pour l'aluminium et monture de lunettes ou bracelets montre pour le titane par exemples).

## Noblesse des métaux

TABLEAU XV. Classement de métaux et métalloïdes par ordre de noblesse thermodynamique

