

Cours : Antiseptique et désinfectant

BO STI2D Première :
Santé - Prévention et soin

Notions et contenus	Capacités exigibles
Antiseptiques et désinfectants Réactions d'oxydo-réduction et transferts d'électrons Concentrations molaire et massique	Citer les principaux antiseptiques et désinfectants usuels et montrer expérimentalement le caractère oxydant d'un antiseptique. Définir les termes suivants : oxydant, réducteur, oxydation, réduction, couple oxydant/réducteur. Écrire une réaction d'oxydo-réduction, les couples oxydant/réducteur étant donnés. Préparer une solution d'antiseptique de concentration molaire donnée par dissolution ou dilution. Doser par comparaison une solution d'antiseptique.

1 Antiseptiques et désinfectants

Ce sont des composés chimiques qui éliminent certains micro-organismes (virus, bactérie, champignons, spores), ou du moins ralentissent leur prolifération. Leur point commun est un principe actif qui agit par oxydation.

Désinfectant : produit éliminant les micro-organismes ou les virus indésirables portés par des milieux inertes. Ex : eau javel.

Antiseptique : produit éliminant les micro-organismes ou les virus indésirables portés par des tissus vivants. Ex : eau oxygénée

Les fondements scientifiques de l'antiseptie et de la désinfection reposent sur les découvertes de Pasteur (1822-1895).

1.1 Concentration

Concentration molaire : La concentration molaire, c d'un soluté est égale à la quantité de matière de soluté dissous par litre de solution. Elle s'exprime usuellement en mol.L⁻¹.

$$c = \frac{n}{V}$$

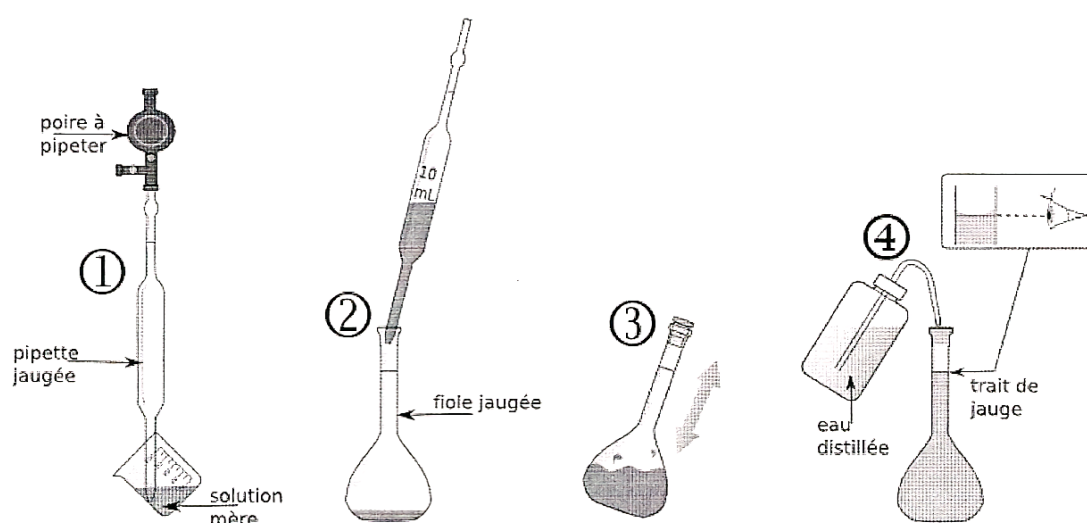
où c est la concentration molaire en mole par litre (mol.L⁻¹), n la quantité de matière en mole (mol) et V le volume de la solution en litres.

Concentration massique La concentration massique, cm d'un soluté est égale à la masse de soluté dissous par litre de solution. Elle s'exprime usuellement en g.L-1.

$$c_m = \frac{m}{V}$$

où c_m est la concentration massique en gramme par litre (g L^{-1}), m la masse en gramme (g) et V le volume de la solution en litres.

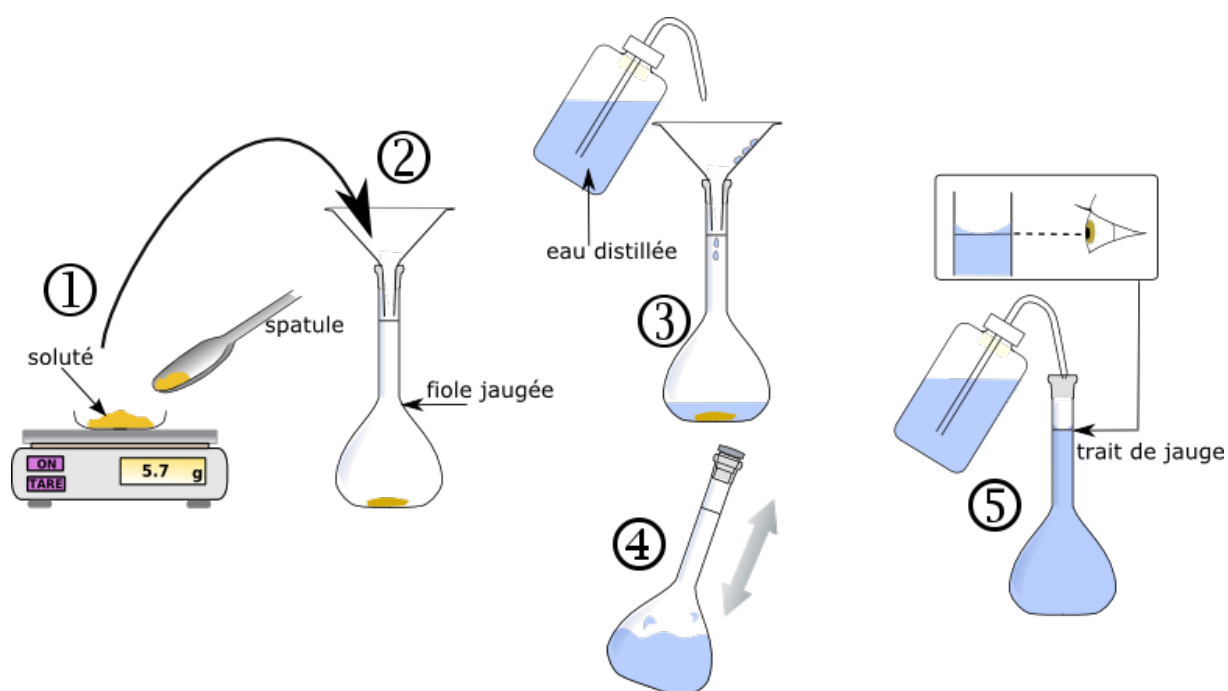
1.2 Préparation d'une solution par dilution



Il faut prélever un volume V_1 d'une solution mère de concentration c_1 , avec une pipette jaugée ou graduée, que l'on verse dans un fiole jaugée de volume V_2 afin d'obtenir une solution fille de concentration c_2 .

Lors de la dilution, la quantité de matière de soluté est conservée : $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$

1.3 Préparation par dissolution



1. Peser la masse de soluté avec une balance
2. Verser avec un entonnoir à solide le soluté dans la fiole jaugée
3. Rincer l'entonnoir avec de l'eau distillée dans la fiole jaugée (pour récupérer les résidus de soluté)
4. Compléter à moitié la fiole jaugée, puis agiter pour dissoudre le soluté
5. Compléter jusqu'au trait de jauge en prenant garde aux erreurs de parallaxes.

1.4 Dosage

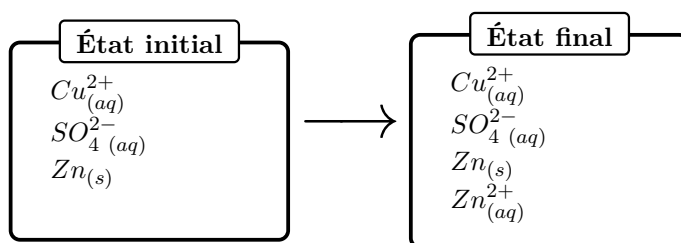
Doser consiste à rechercher la concentration d'une espèce chimique en solution, en la faisant réagir avec une espèce chimique en solution de concentration connue.

2 Oxydo-Reduction

2.1 Expérience

Comment réagit le zinc dans une solution de sulfate de cuivre ?

- Solution aqueuse de sulfate de cuivre ($0,2 \text{ mol L}^{-1}$)
- Zinc solide
- spatule
- bécher
- agitateur magnétique
- dispositif de filtration



Élément cuivre : Cu^{2+} s'est transformé en $\text{Cu}(s)$: il a gagné 2 électrons

Élément zinc : $\text{Zn}(s)$ s'est transformé en Zn^{2+} : il a perdu 2 électrons

2.2 Oxydant et réducteur

Définition :

- on appelle réducteur une espèce susceptible de céder des électrons
- on appelle oxydant une espèce susceptible de capter des électrons

Dans l'expérience précédente, quel est le réducteur (Zn cède $2 e^-$), quel est l'oxydant ?

Couple oxydant-réducteur (couple redox) :

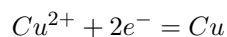
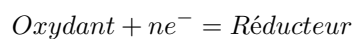
On associe les formes réduite et oxydée au sein d'un couple oxydant-réducteur également appelé couple redox, et noté oxydant/réducteur.

Exemple : oxydant Cu^{2+}/Cu réducteur

oxydant Zn^{2+}/Zn réducteur

Demi-équation électronique :

Un oxydant et son réducteur conjugué sont liés par une $\frac{1}{2}$ équation électronique :



2.3 Réactions d'oxydo-réduction

Oxydation et réduction :

Lorsqu'un réducteur cède des électrons, il subit une oxydation : il est oxydé.
Lorsqu'un oxydant gagne des électrons, il subit une réduction : il est réduit.

Les e^- ne peuvent pas se trouver libres en solution : ils ne sont qu'échangés lors d'une réaction. Pour qu'un oxydant puisse gagner des électrons, il faut qu'il trouve un réducteur pour lui en céder et inversement.

Équation d'oxydo-réduction :

Une réaction d'oxydo-réduction se fait donc par un transfert d'électrons entre 2 couples redox.



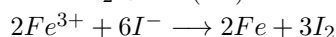
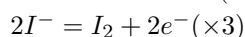
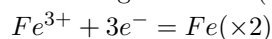
Méthodologie : écrire l'équation d'oxydoréduction :

1. écrire les 2 $\frac{1}{2}$ équations :
couple 1 : $Zn = Zn^{2+} + 2e^-$
couple 2 : $Cu^{2+} + 2e^- = Cu$
2. « additionner » les 2 $\frac{1}{2}$ équations :
 $Cu^{2+} + Zn \longrightarrow Cu + Zn^{2+}$

Si le nombre d' e^- demandés par l'oxydant n'est pas le même que celui proposé par le réducteur, il faut adapter les nombres stœchiométriques pour vérifier les lois de conservation des éléments et des charges

Exemple :

Fe^{3+} réagit avec I^- (couples Fe^{3+}/Fe et I_2/I^-)



2.4 Caractère oxydant d'un antiseptique

Mise en évidence du caractère oxydant de l'eau de javel

Faire réagir une solution aqueuse d'hypochlorite de sodium ($Na_{(aq)}^+ + ClO_{(aq)}^-$), l'eau de javel avec une solution aqueuse d'iodure de potassium ($K_{(aq)}^+ + I_{(aq)}^-$) (réducteur) pour mettre en évidence son caractère oxydant.

En solution aqueuse, les ions iodure sont incolores et le diiode est de couleur brune-orangée.

Matériel :

- 1 tube à essais
- 1 bouchon adaptable sur le tube à essais
- Support pour le tube à essais
- En flacons doseurs
- Eau de javel à environ 2°chl ou $8,3 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ en ions ClO^- (20 mL)
- Solution aqueuse d'iodure de potassium à $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ (10 mL)
- Acide chlorhydrique à $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ (10 mL)
- Jerrycan de récupération des solutions iodées

Manipulation :

- Verser dans un tube à essais environ 2 mL d'une solution d'iodure de potassium.
- Ajouter environ 1 mL d'eau de Javel.
- Ajouter environ 1 mL d'acide chlorhydrique dilué.

Observation : La solution est devenue de couleur brune-orangée, il y a eu formation de diiode (I_2)

Exploitation : Les ions diiode I^- ont perdu un électron, il a subi une oxydation, on dit qu'il est oxydé.

Demi équation : $2I^- = I_2 + 2e^-$

De nombreuses solutions ont des propriétés antiseptiques ou désinfectantes car elles contiennent des espèces chimiques oxydantes.

2.5 Différents couples oxydo-réducteur des antiseptiques et des désinfectants

Couple	Désinfectants ou antiseptiques	Demi-équation d'oxydoréduction
I_2/I^-	Bétadine	$I_{2(aq)} + 2e^- = 2I_{(aq)}^-$
H_2O_2/H_2O	Eau oxygénée	$H_{2O_{2(aq)}} + 2H_{(aq)}^+ + 2e^- = 2H_{2O(l)}$
O_2/H_2O_2	Eau oxygénée	$O_{2(aq)} + 2H_{(aq)}^+ + 2e^- = H_{2O_{2(aq)}}$
ClO^-/Cl^-	Eau de Javel et Dakin	$ClO_{(aq)}^- + 2H_{(aq)}^+ + 2e^- = Cl_{(aq)}^- + H_{2O(l)}$
MnO_4^-/Mn^{2+}	Dakin	$MnO_{4(aq)}^- + 8H_{(aq)}^+ + 5e^- = Mn_{(aq)}^{2+} + 4H_{2O(l)}$