

Chapitre 8 : Dosages d'oxydoréduction

1) Comment trouver la concentration d'une solution ?

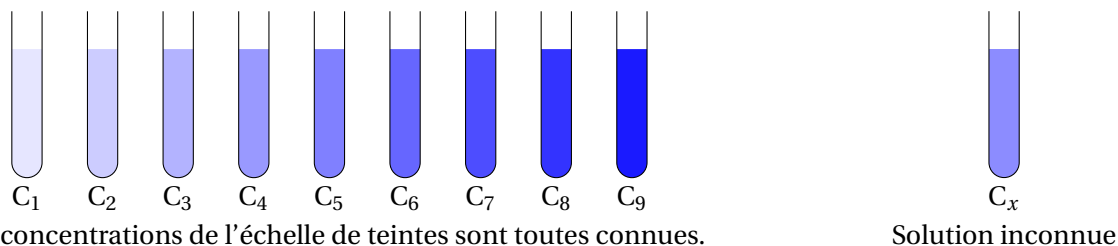
Comment ?

a) Méthodes non destructives.

- Par échelle de teintes (si la solution est colorée).

Il suffit de comparer la couleur de la solution inconnue avec celles d'une échelle de teintes dont toutes les concentrations sont connues.

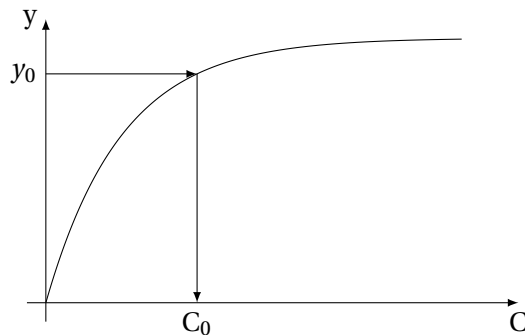
Cela permet de déterminer (approximativement) la concentration de la solution inconnue.



Les concentrations de l'échelle de teintes sont toutes connues.

- Par étalonnage.

Quand la solution n'est pas colorée, il est possible de mesurer une grandeur y (pH, absorbance...) pour toute une série de solutions de concentrations connues, puis de tracer la courbe $y = f(C)$ (souvent une droite).
La mesure de y_0 pour la solution de concentration inconnue C_0 , permet, grâce à la courbe de retrouver C_0 .

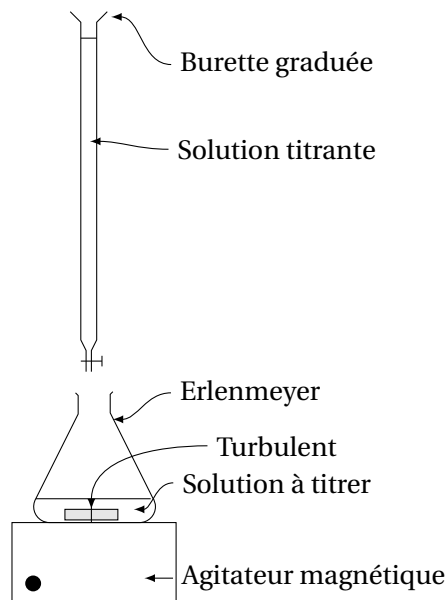


b) Méthodes destructives.

Il faut prélever un échantillon de la solution à titrer, de volume connu V_0 , et le détruire **petit à petit** par réaction chimique. Le réactif titrant est en solution de concentration C_1 connue.

Définition
À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions décrites par l'équation de la réaction.

La connaissance du volume de solution titrante versé à l'équivalence permet de remonter à la concentration voulue.



Nous nous limiterons, dans ce chapitre, aux dosages d'oxydoréduction.

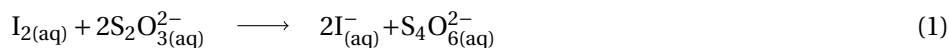
2) Dosage d'une solution aqueuse de diiode.

Le diiode est beaucoup utilisé en solution **antiseptique** comme **Bétadine®** ou **Lugol®**.

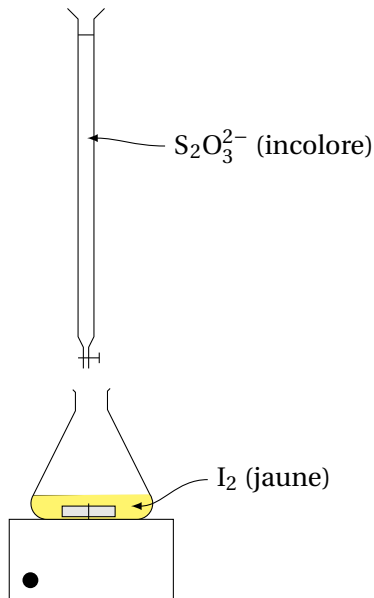
Les couples intervenant dans la réaction sont : I_2/I^- et $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$

On fait réagir le diiode I_2 (**oxydant**) avec les ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$ (**réducteur**).

L'équation de la réaction est donc :



Cette équation se lit :
 Une mole de diiode réagit avec deux moles d'ions thiosulfate pour donner deux moles d'ions iodure et une mole d'ions tétrathionate.



On verse un volume V_{ox} de l'oxydant diiode dans l'erlenmeyer de concentration C_{ox} inconnue.

On remplit la burette graduée avec la solution de réducteur (ions thiosulfate) de concentration C_{red} connue.

Le diiode est la seule espèce chimique colorée.

On verse **petit à petit** le réducteur : le diiode est donc consommé **petit à petit** d'après l'équation (1), donc, la coloration jaune disparaît.

L'équivalence est atteinte lorsque :

- La coloration jaune vient tout juste de disparaître.
- La quantité d'ions thiosulfate versée est deux fois plus grande que la quantité de diiode initiale.

$$n(S_2O_3^{2-})_{versé} = 2 \times n(I_2)_i$$

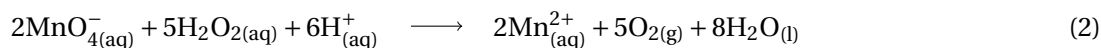
$$\text{Donc : } C_{red} \times V_{redE} = 2C_{ox} \times V_{ox}$$

$$\text{Ainsi : } C_{ox} = \frac{C_{red} \times V_{redE}}{2 \times V_{ox}}$$

3) Dosage de l'eau oxygénée par manganimétrie.

Les couples intervenant dans la réaction sont : MnO_4^- / Mn^{2+} et $O_{2(g)} / H_2O_{2(aq)}$

L'équation de la réaction est donc :



Cette équation se lit :
 Deux moles d'ions permanganate réagissent avec cinq moles d'eau oxygénée (en milieu acide) pour donner deux moles d'ions manganèse et cinq moles de dioxygène.

On verse un volume V_{red} de réducteur, eau oxygénée dans l'erlenmeyer de concentration C_{red} inconnue.

On remplit la burette graduée avec la solution d'oxydant (ions permanganate) de concentration C_{ox} connue.

L'ion permanganate est la seule espèce chimique colorée.

On verse **petit à petit** l'oxydant : dès qu'il est versé, l'ion permanganate est consommé **petit à petit** d'après l'équation (2), donc, la coloration violette disparaît.

L'équivalence est atteinte lorsque :

- La coloration violette vient tout juste de persister.
- La quantité d'eau oxygénée initiale est deux fois et demi plus grande que la quantité d'ions permanganate versée.

$$n(H_2O_2)_i = \frac{5}{2} \times n(MnO_4^-)_{versé}$$

$$\text{Donc : } C_{red} \times V_{red} = \frac{5}{2} C_{ox} \times V_{oxE}$$

$$\text{Ainsi : } C_{red} = \frac{5 \times C_{ox} \times V_{oxE}}{2 \times V_{red}}$$

