

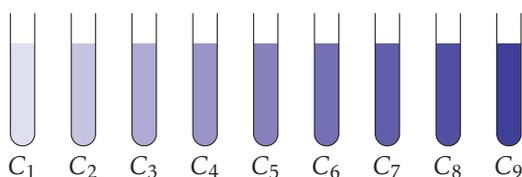
## Contrôle de la qualité par dosages

### I Méthodes non destructives

#### 1 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.

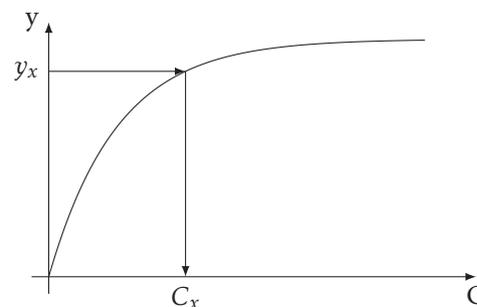


Solution inconnue

#### 2 Par étalonnage

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  $y_x$  pour la solution de concentration inconnue  $C_x$ , permet, grâce à la courbe de retrouver  $C_x$ .



#### Propriété

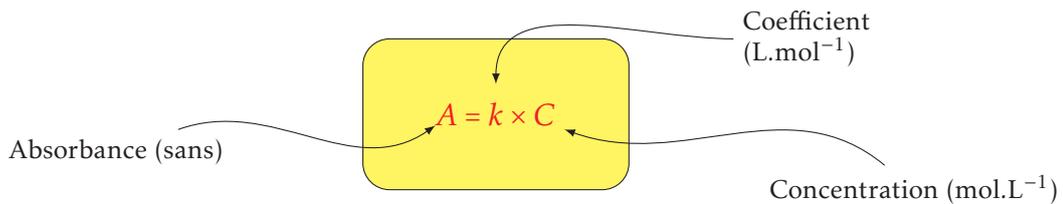
En fait, la mesure du pH est délicate (peu précise), on lui préfère d'autres techniques.

#### La spectrophotométrie.

Plus précise que l'échelle de teintes, il s'agit de la mesure de l'**absorbance** reposant sur la loi de **Beer-Lambert**.

#### Définition

L'**absorbance** d'une solution colorée est proportionnelle à la concentration molaire de l'espèce colorée.



### Propriété

Lorsqu'une solution contient plusieurs espèces colorées, leurs absorbances s'ajoutent : l'absorbance est une grandeur **additive**.

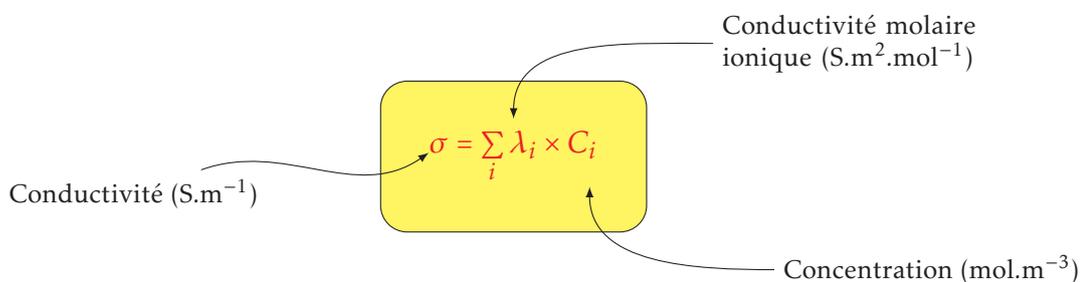
## La conductimétrie.

### Définition

La **conductivité** d'une solution représente sa "capacité" à laisser passer le courant électrique. Elle dépend de la **nature des ions** que la solution contient, de leurs **concentrations** ainsi que de la **température**.

### Propriété

La conductivité est **additive**. Attention, la concentration des espèces chimiques est exprimée en mol.m<sup>-3</sup>

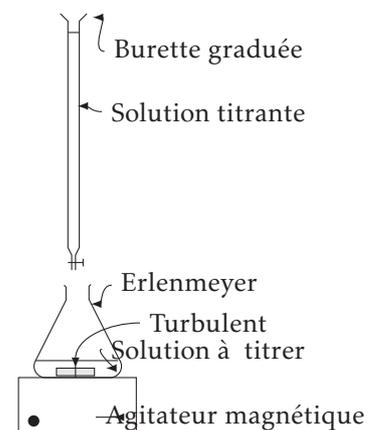


## II Méthodes destructives

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.

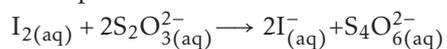


## 1 Repérage de l'équivalence

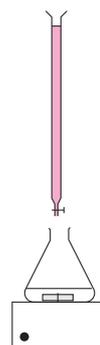
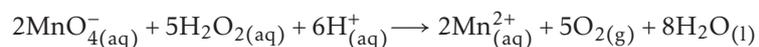
L'équivalence du dosage doit être "visible", c'est-à-dire repérable soit à l'œil (changement de couleur), soit à l'aide d'un instrument de mesure.

- Par changement de couleur.

Exemples :



Disparition de la coloration jaune due au diiode.

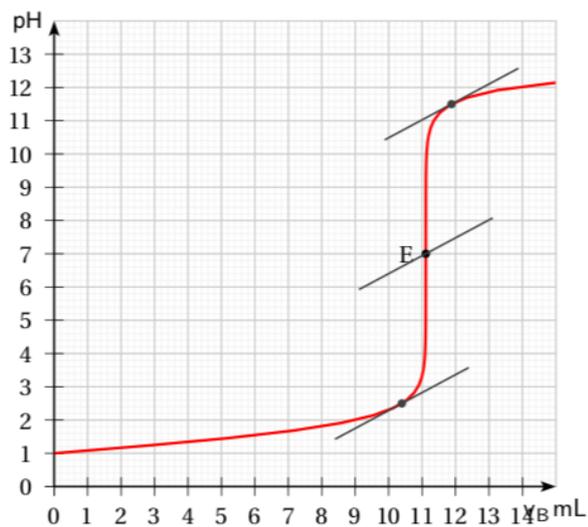


Persistence de la coloration violette.

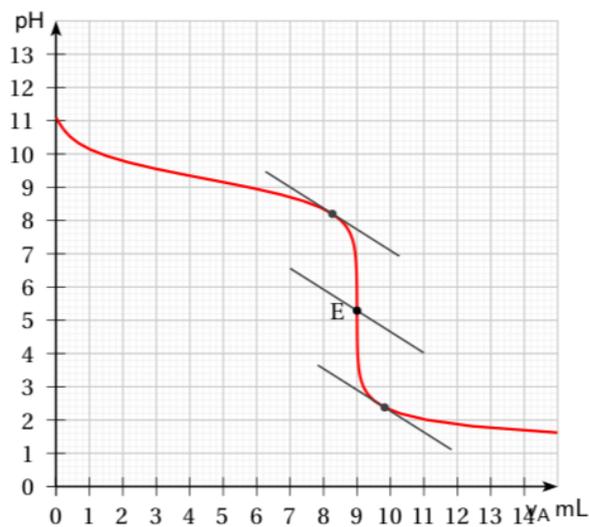
- Par pH-métrie.

Lors d'un dosage acide-base, le milieu du saut de pH permet de repérer l'équivalence. L'équivalence sera repérée par la méthode des tangentes.

Dosage d'un acide fort par une base forte.



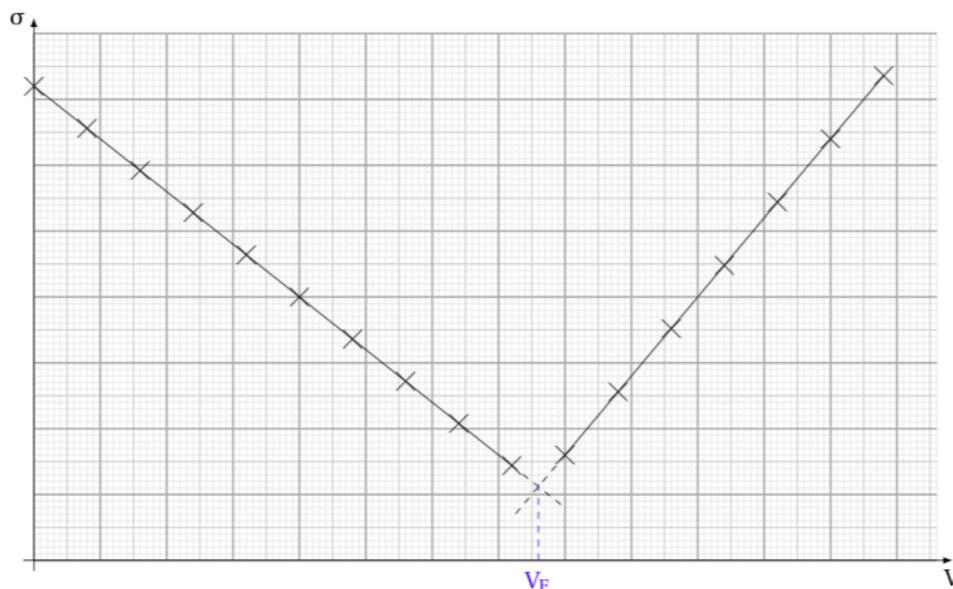
Dosage d'une base faible par un acide fort.



- Par conductimétrie.

#### Propriété

Pour utiliser cette méthode, la réaction du dosage doit faire intervenir des ions !  
Les conductivités molaires ioniques entre les réactifs et les produits doivent être suffisamment différentes pour observer une différence de pente.



## 2 Calculs à l'équivalence

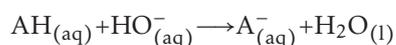
À l'équivalence, les réactifs sont dans les conditions stœchiométriques.

Ils sont donc tous les deux réactifs limitants.

À partir de l'équation de la réaction, on peut faire le lien entre la quantité initiale de l'espèce à titrer et la quantité de l'espèce titrante versée à l'équivalence.

#### Explications par l'exemple :

- a. Dosage d'un acide par une base forte.



À l'équivalence :

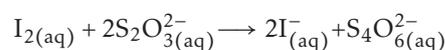
$$n(\text{HO}^-)_{\text{versé}} = n(\text{AH})_i$$

$$\text{Donc : } C_b \times V_{bE} = C_a \times V_a$$

$$\text{Ainsi : } C_a = \frac{C_b \times V_{bE}}{V_a}$$

- b. Dosage du diiode.

On fait réagir le diiode I<sub>2</sub> (**oxydant**) avec les ions thiosulfate S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup> (**réducteur**).



On verse **petit à petit** le réducteur : le diiode est donc consommé **petit à petit** d'après l'équation, 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.

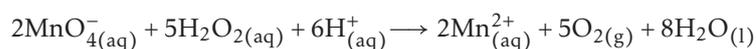
$$n(S_2O_3^{2-})_{versé} = 2 \times n(I_2)_i$$

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

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

c. Dosage de l'eau oxygénée.

L'équation de la réaction est :



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.

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

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

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