

# Les dosages par titrage colorimétrique

## 1/ Le principe du dosage par titrage

- On cherche à déterminer la concentration (ou la quantité de matière) d'une espèce chimique A en solution. Pour cela, on provoque une réaction chimique entre l'espèce A et l'espèce B qu'on verse. Au cours de cette réaction, une grandeur physique varie, comme le pH, la conductivité  $\sigma$ , etc...
- C'est le suivi de cette grandeur physique qui permet de déterminer la concentration de A en la calculant d'après l'équation de la réaction chimique entre A et B.

## 2/ La réaction support

- Quand le titrage met en jeu 1 seule réaction, on parle de « titrage direct ».
- L'espèce chimique A à doser (dont on cherche la concentration) est appelée « espèce titrée » et la solution contenant cette espèce A est la « solution titrée » (ou « solution à titrer »).
- L'espèce chimique B (dont on connaît la concentration) est appelée « espèce titrante » et la solution contenant cette espèce B est la « solution titrante ».
- La réaction chimique (entre A et B) qu'on utilise pour le titrage est appelée « réaction-support ». Cette réaction doit être **quantitative** c'est-à-dire **rapide**, **totale** et **unique**.

## 3/ L'équivalence d'un titrage

### → 1<sup>ère</sup> phase :

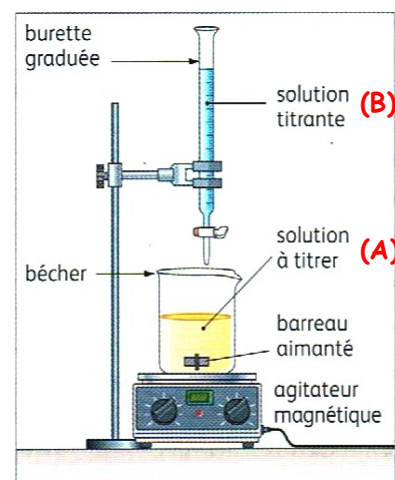
on verse progressivement la solution titrante l'espèce A est encore en excès donc l'espèce B disparaît au fur et à mesure qu'on la verse :  $A + B \rightarrow C$  alors que l'espèce A se trouve encore dans la solution.

### → à l'équivalence :

la dernière goutte versée de l'espèce B a fait disparaître totalement l'espèce A donc il ne reste plus ni A ni B dans la solution. À cet instant, le volume total versé de solution titrante est appelé le volume équivalent  $V_{\text{équivalent}}$ .

### → 2<sup>nde</sup> phase :

on continue de verser progressivement la solution titrante donc l'espèce B s'accumule et il n'y a plus de A.

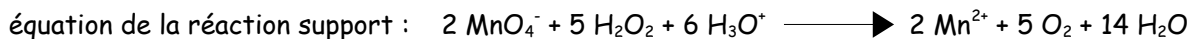


#### 4/ La stœchiométrie

→ À l'équivalence, les 2 réactifs A et B ont totalement réagi l'un avec l'autre :

- connaissant la quantité de matière de B ayant été versée dans la solution titrée
- connaissant l'équation de la réaction support entre A et B
- on en déduit la quantité de matière (en mol) de A présente dans la solution titrée et ayant été consommée, puis on en déduit la concentration molaire de A en (mol.L<sup>-1</sup>).

→ **Exemple** : titrage de l'eau oxygénée H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> (concentration inconnue) par les ions permanganate MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>



➤ **Méthode du tableau d'avancement** :

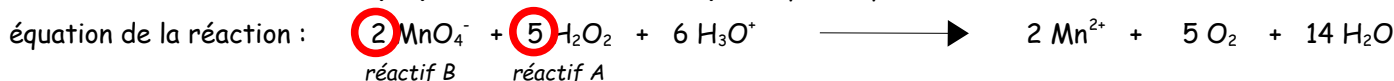
|                    |                                     | B  | A                         |        |                     |                     |         |
|--------------------|-------------------------------------|--|---------------------------|--------|---------------------|---------------------|---------|
|                    |                                     | titrante   |                           | titrée |                     | milieu acide        |         |
| réaction           |                                     | $2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 6 \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{O}_2 + 14 \text{H}_2\text{O}$ |                           |        |                     |                     |         |
| état               | avancement                          | quantités de matière   |                           |        |                     |                     |         |
| état initial       | $x = 0$                             | $n_B$  | $n_A$                     | excès  | 0                   | 0                   | solvant |
| état intermédiaire | $x$                                 | $n_B - 2x$   | $n_A - 5x$                | excès  | $2x$                | $5x$                | solvant |
| état final         | $x_{\max} = x_{\text{équivalence}}$ | $n_B - 2x_{\text{équiv}}$  | $n_A - 5x_{\text{équiv}}$ | excès  | $2x_{\text{équiv}}$ | $5x_{\text{équiv}}$ | solvant |

Finalement, à l'équivalence :

$$\left. \begin{array}{l} n_B - 2x_{\text{équiv}} = 0 \iff x_{\text{équiv}} = n_B / 2 \\ n_A - 5x_{\text{équiv}} = 0 \iff x_{\text{équiv}} = n_A / 5 \end{array} \right\} n_B / 2 = n_A / 5 \iff n_A = (5/2) n_B$$

On connaît  $n_B$  car on sait que  $n_B = c_{\text{MnO}_4^-} \times V_{\text{équivalent}}$  donc on en déduit :  $n_A = (5/2) \times c_{\text{MnO}_4^-} \times V_{\text{équivalent}}$

➤ **Méthode des proportions stœchiométriques** : plus rapide



à l'équivalence, les 2 réactifs A et B ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques donc les coefficients stœchiométriques nous donnent directement :

à l'équivalence  $\iff \frac{n_A}{\text{coeff}_A} = \frac{n_B}{\text{coeff}_B}$

pour notre exemple :  $\frac{n_B}{2} = \frac{n_A}{5} \iff n_A = \frac{5}{2} n_B$

