

C3 — Méthodes chimiques d'analyse

Thème 1 · Matière · Physique-Chimie Terminale

Table des matières

1	Pourquoi ce chapitre ?	1
2	Ce que tu vas apprendre	1
3	1. Qu'est-ce qu'un titrage ?	2
3.1	L'équivalence	2
4	2. Comment repérer l'équivalence ?	2
4.1	a. Titrage colorimétrique	2
4.2	b. Suivi pH-métrique	3
4.3	c. Suivi conductimétrique	3
5	3. Calcul de la concentration	3
5.1	Incertitudes	4
6	Carte mentale	4
7	À retenir absolument	4
8	Pour aller plus loin	5

1 Pourquoi ce chapitre ?

Quelle est la concentration exacte en vitamine C d'un comprimé « effervescent » ? Quelle est l'acidité réelle d'un vinaigre du commerce par rapport à son étiquette ? Pour répondre à ce type de questions, on utilise un **titrage** : on fait réagir l'espèce à doser avec un réactif de concentration connue, et on repère le moment précis où la réaction est **stœchiométriquement complète**.

C'est une méthode **destructive** (on consomme l'échantillon) mais **précise**. Au bac, c'est l'un des exercices les plus fréquents.

2 Ce que tu vas apprendre

- Définir une **réaction de titrage** : support, totale, rapide, unique
- Exploiter un **titrage colorimétrique** ou **suivi par méthode physique**
- Utiliser la **relation à l'équivalence**
- Déterminer l'**incertitude** sur la concentration mesurée

3 1. Qu'est-ce qu'un titrage ?

Un **titrage** consiste à faire réagir progressivement une espèce A (à doser, dans le bécher) avec un réactif titrant B (de concentration connue, dans la burette).

Réaction support de titrage

Pour qu'un titrage soit exploitable, la réaction support doit être :

- **Totale** (pas d'équilibre significatif : $K > 10^4$)
- **Rapide** (équilibre atteint instantanément à chaque ajout)
- **Unique** (une seule réaction, pas de compétition)
- **Observable** : un événement doit signaler l'équivalence (changement de couleur, de pH, de conductivité...)

3.1 L'équivalence

L'**équivalence** est l'instant du titrage où les réactifs ont été introduits dans les **proportions stoechiométriques** : tout le titrant versé a été consommé, et tout l'espèce à doser a été consommée aussi. Avant l'équivalence, il reste de l'espèce à titrer ; après, c'est le titrant qui est en excès.

Relation à l'équivalence

Pour une réaction $a A + b B \rightarrow$ produits :

$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_{B,\text{versé}}}{b}$$

Dans le cas fréquent $a = b = 1$:

$$n_A = C_B \times V_{B,\text{éq}}$$

Analogie — Les invités et les sièges

Imagine une salle avec n_A invités (à doser) et une porte par laquelle arrivent des chaises (B versé). Tant qu'il manque des chaises, des invités restent debout. Quand tu atteins exactement le bon nombre de chaises, **tout le monde est assis et aucune chaise en trop** : c'est l'équivalence. Si tu en mets une de plus, tu as une chaise vide (excès de titrant).

4 2. Comment repérer l'équivalence ?

4.1 a. Titration colorimétrique

On utilise un **indicateur coloré** (pour les titrages acide-base) ou le **changement de couleur des réactifs** eux-mêmes. Exemple : dans un titrage par le permanganate MnO_4^- (violet intense), la solution dans le bécher reste incolore tant qu'il reste de quoi consommer le permanganate. **La première goutte qui colore durablement le bécher** signale l'équivalence.

4.2 b. Suivi pH-métrique

On mesure le pH à chaque ajout et on trace $\text{pH} = f(V)$. La courbe présente un **saut brutal** au voisinage de l'équivalence. On repère le volume équivalent $V_{\text{éq}}$ par la **méthode des tangentes parallèles** ou par le **point d'inflexion**.

4.3 c. Suivi conductimétrique

On mesure σ à chaque ajout et on trace $\sigma = f(V)$. La courbe présente **deux portions linéaires** de pentes différentes ; leur intersection donne $V_{\text{éq}}$.

Piège — Conductimétrie et dilution

Quand on verse du titrant, on **dilue** le contenu du bécher : la conductivité seule de la dilution ferait baisser σ . Pour corriger ce biais, on ajoute **beaucoup d'eau distillée** au départ (volume du bécher \gg volume versé) afin que la dilution soit négligeable.

Analogie — Un thermomètre vs une alarme

Un **titrage colorimétrique**, c'est comme une **alarme** : silence, silence, BIP (changement net).
Un **suivi pH-métrique**, c'est un **thermomètre** : on voit la variation en continu et on repère le saut. Les deux peuvent donner le même $V_{\text{éq}}$ si l'indicateur est bien choisi.

5 3. Calcul de la concentration

Une fois $V_{\text{éq}}$ déterminé :

$$C_A = \frac{C_B \times V_{B,\text{éq}}}{V_A}$$

où V_A est le volume initial de la prise d'essai (l'échantillon dans le bécher).

Exemple — Titrer un vinaigre

On dose $V_A = 10,0$ mL d'un vinaigre dilué 10 fois par de la soude NaOH à $C_B = 0,10$ mol \cdot L⁻¹.

On trouve $V_{\text{éq}} = 13,2$ mL.

Concentration de la solution diluée :

$$C_{\text{diluée}} = \frac{0,10 \times 13,2}{10,0} = 0,132 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Concentration du vinaigre original (facteur 10) :

$$C_{\text{vinaigre}} = 1,32 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

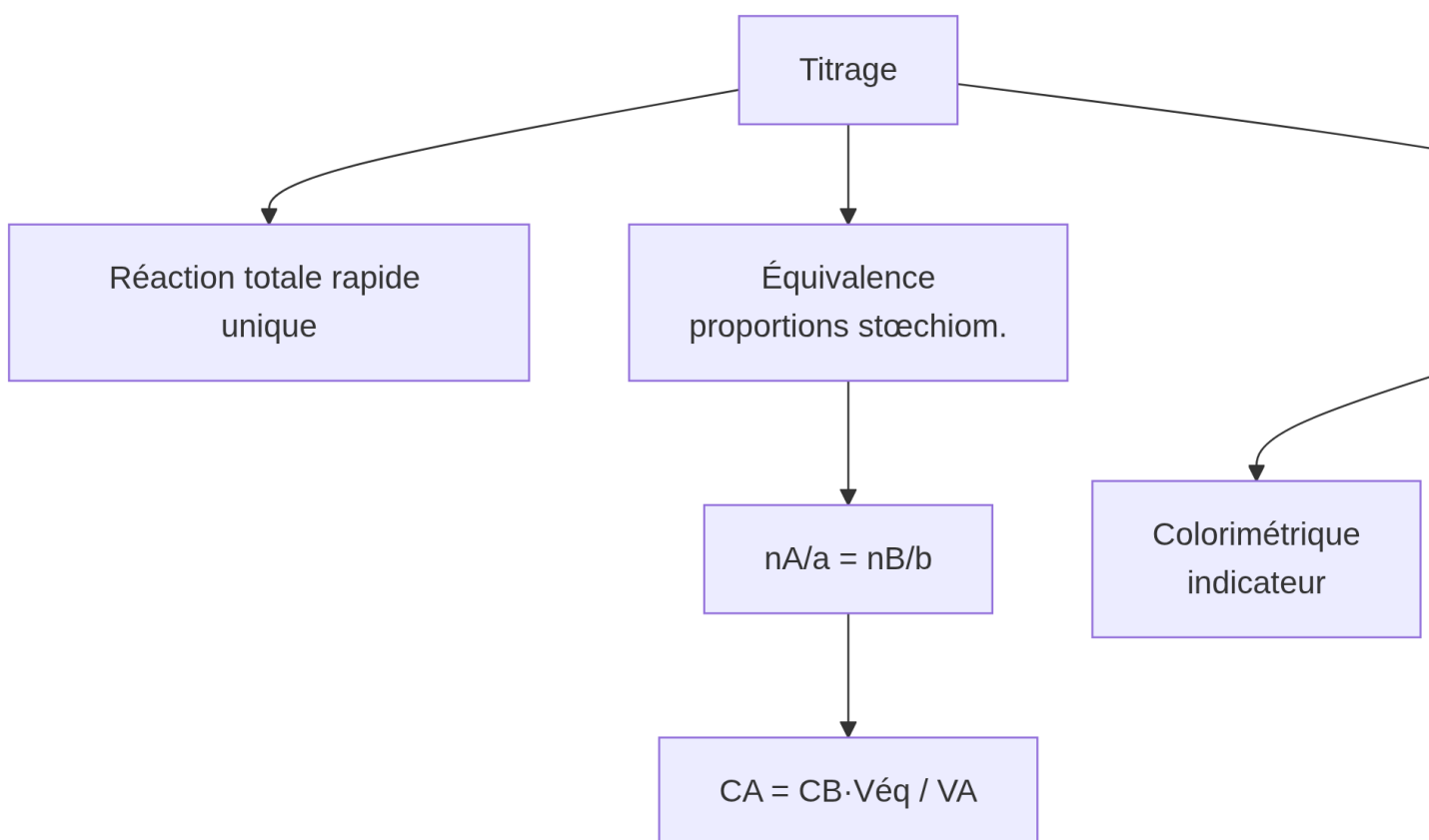
Avec $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60$ g/mol, cela fait ≈ 79 g/L, soit un vinaigre à **7,9 %** en masse — cohérent avec l'étiquette « 8° ».

5.1 Incertitudes

L'incertitude finale $u(C_A)$ se calcule à partir des incertitudes sur C_B , $V_{\text{éq}}$ et V_A , selon la **propagation quadratique** :

$$\frac{u(C_A)}{C_A} = \sqrt{\left(\frac{u(C_B)}{C_B}\right)^2 + \left(\frac{u(V_{\text{éq}})}{V_{\text{éq}}}\right)^2 + \left(\frac{u(V_A)}{V_A}\right)^2}$$

6 Carte mentale



7 À retenir absolument

- Un titrage nécessite une réaction **totale, rapide, unique, observable**.
 - **Équivalence** = proportions stœchiométriques exactes.
 - **Relation** : $n_A/a = n_{B,\text{éq}}/b$.
 - **3 méthodes** de suivi : colorimétrique, pH-métrique, conductimétrique.
 - En conductimétrie : **diluer fortement** pour rendre la dilution négligeable.
-

8 Pour aller plus loin

- [Cours officiel \(PDF\)](#)
- Méthodes physiques d'analyse (C2)
- Incertitudes et propagation des erreurs