

Rappels de cours

Solution titrante: Solution utilisée pour le titrage et dont la concentration est connue.

Solution titrée: Solution dont on souhaite déterminer la concentration.

Équivalence: Mélange particulier pour lequel les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation bilan de la réaction de dosage.

Le point d'équivalence peut être déterminé par:

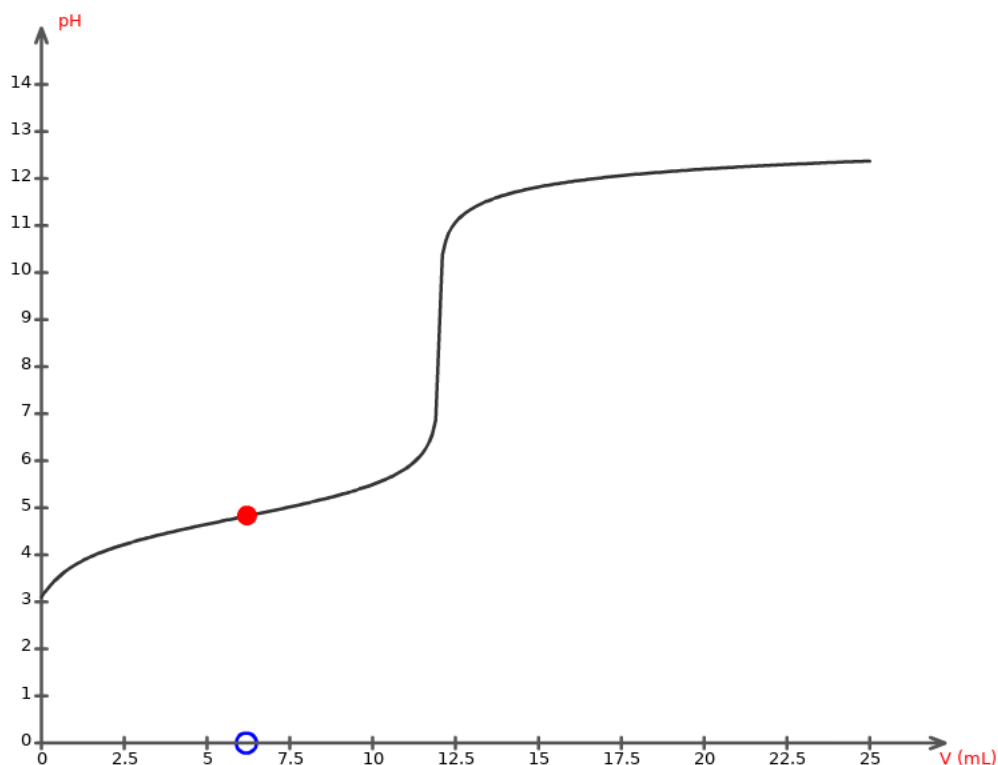
- **colorimétrie** grâce à un changement de couleur brutal au cours du titrage.
- **pH métrie** grâce à la méthode des tangentes ou la méthode de la dérivée.
- **conductimétrie** grâce à un changement de pente brutal de la conductivité.

A. Titrage d'une solution d'acide éthanoïque

On souhaite doser une solution S_A d'acide éthanoïque par une solution de S_B soude. Le protocole expérimental indique :

- Verser 10,0 mL de S_A dans un bécher.
- Rajouter 20 mL d'eau.
- Immerger la sonde pH-métrique.
- Charger la burette avec la solution S_B . ($C_B = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)
- Relever le pH du mélange réactionnel en fonction du volume V_B de soude versé.

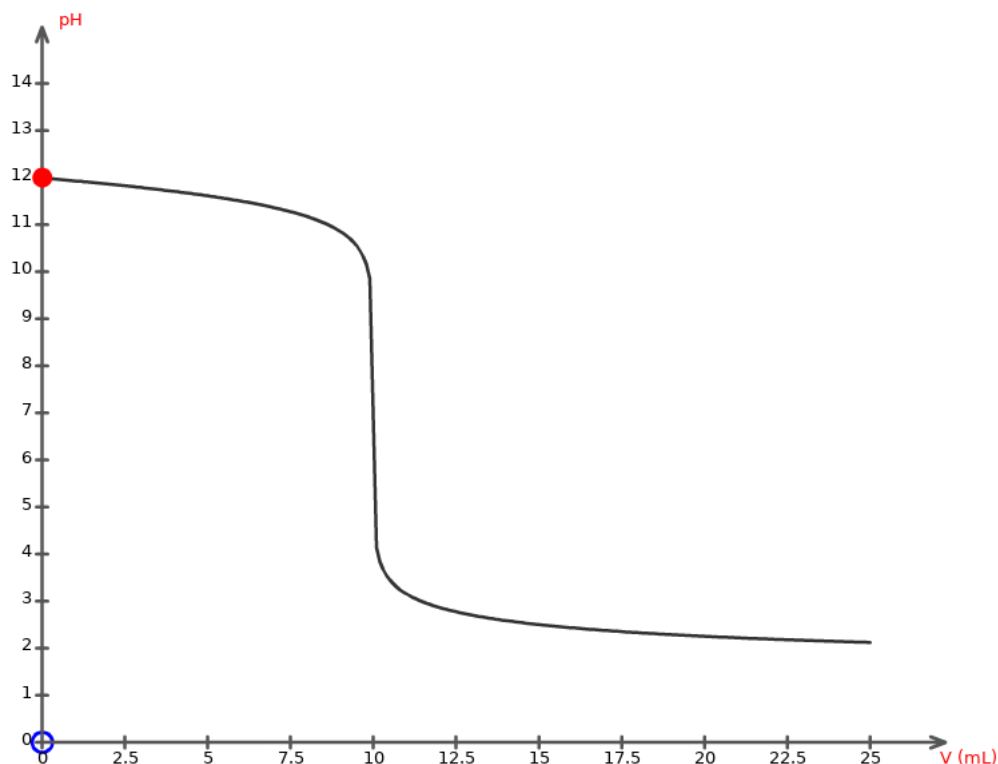
On obtient la courbe suivante [\(Simulation\)](#):



1. Établir l'équation bilan de la réaction de dosage.
2. Après avoir vu l'animation sur la [méthode des tangentes](#), déterminer graphiquement le volume à l'équivalence V_E par cette méthode.
3. Déterminer la concentration molaire C_A en acide éthanoïque de la solution S_A .
4. Calculer votre erreur relative sachant que $C_{\text{référence}} = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
5. Calculer le titre massique en acide éthanoïque.
6. Peut-on utiliser le rouge de méthyle comme indicateur coloré pour ce dosage sachant que sa teinte sensible correspond à un pH compris entre 4,2 et 6,2 ?
7. Déterminer le critère permettant de choisir un indicateur coloré adapté au titrage de l'acide éthanoïque.

B. Titrage d'une solution de soude

Le dosage d'une solution S_B d'hydroxyde par une solution S_A d'acide chlorhydrique conduit à la courbe suivante ([Simulation](#)) :

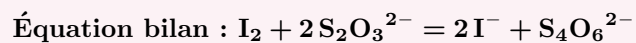

Protocole :

- Verser 5,0 mL de S_B dans un bécher.
- Rajouter 20 mL d'eau.
- Immerger la sonde pH-métrique.
- Charger la burette avec la solution S_A . ($C_A = 0,025 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)
- Relever le pH du mélange réactionnel en fonction du volume V_A d'acide chlorhydrique versé.

1. Établir l'équation bilan de la réaction de dosage.
2. Déterminer graphiquement le volume à l'équivalence, $V_{E,A}$, par la méthode de la tangente et la méthode de la dérivée.
3. À l'aide de la simulation proposer un indicateur coloré adapté à ce dosage.
4. Déterminer la concentration molaire C_B en soude de la solution S_B .
5. Calculer le titre massique, t en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, en hydroxyde de sodium de la solution titrée.

C. Dosage du diiode par une solution de thiosulfate de sodium

L'[animation](#) permet de simuler la titrage d'une solution contenant du diiode I_2 par une solution de thiosulfate de sodium ($2 Na^+ + S_2O_3^{2-}$) de concentration. L'équation-bilan support du titrage est:



1. Quelle est la solution titrée ?
2. Quelle est la couleur de la solution titrée avant l'équivalence ?
3. Quelle est la couleur de la solution titrée après l'équivalence ?
4. Expliquer pour quelle raison, il est nécessaire d'ajouter 4,0 mmol de thiosulfate de sodium pour être à l'équivalence ?

Rappels de cours

Solution titrante: Solution utilisée pour le titrage et dont la concentration est connue.

Solution titrée: Solution dont on souhaite déterminer la concentration.

Équivalence: Mélange particulier pour lequel les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation bilan de la réaction de dosage.

Le point d'équivalence peut être déterminé par:

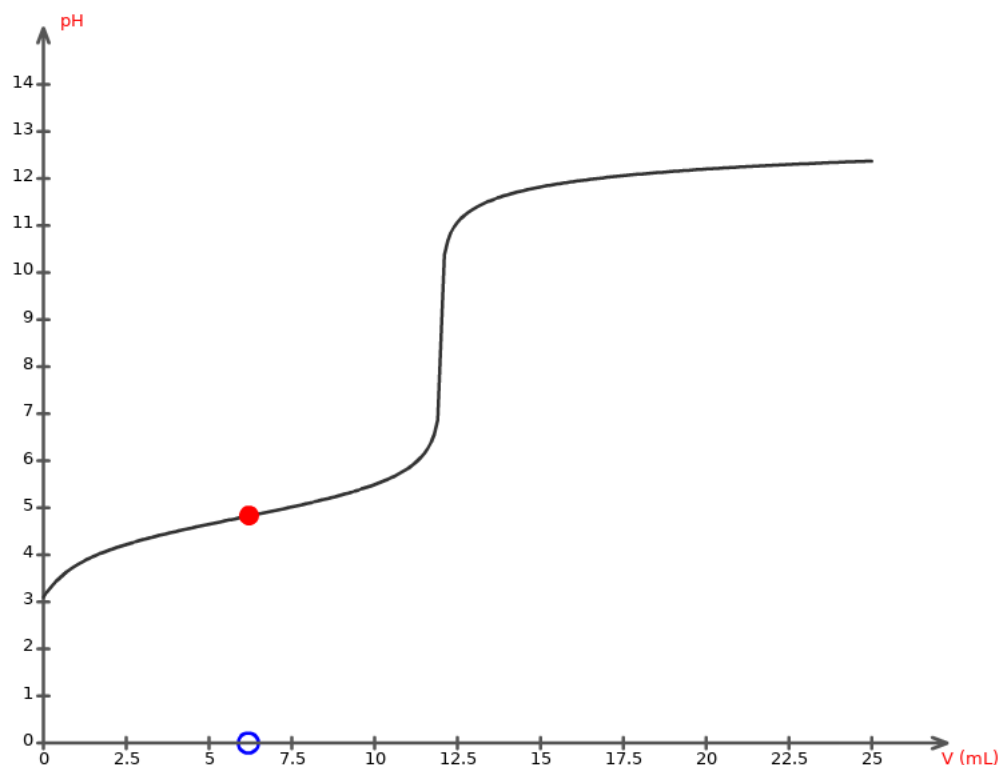
- **colorimétrie** grâce à un changement de couleur brutal au cours du titrage.
- **pH métrie** grâce à la méthode des tangentes ou la méthode de la dérivée.
- **conductimétrie** grâce à un changement de pente brutal de la conductivité.

A. Titrage d'une solution d'acide éthanoïque

On souhaite doser une solution S_A d'acide éthanoïque par une solution de S_B soude. Le protocole expérimental indique :

- Verser 10,0 mL de S_A dans un bécher.
- Rajouter 20 mL d'eau.
- Immerger la sonde pH-métrique.
- Charger la burette avec la solution S_B . ($C_B = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)
- Relever le pH du mélange réactionnel en fonction du volume V_B de soude versé.

On obtient la courbe suivante (Simulation):



1. Établir l'équation bilan de la réaction de dosage.

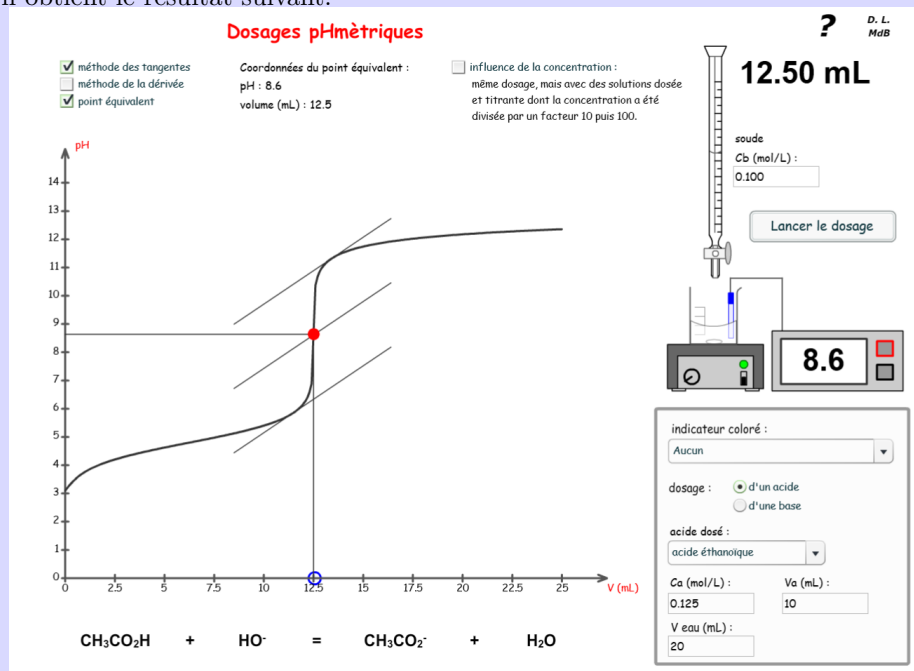
- Le titrage repose sur une réaction acido-basique faisant intervenir deux couples acido-basiques:
l'acide éthanóïque (appelé aussi acide acétique) a pour formule $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$;
La soude dont le nom « officiel » est hydroxyde de sodium a pour formule $(\text{Na}^+ + \text{HO}^-)$;
- Dans la soude seuls les ions hydroxyde HO^- interviennent, les ions sodium Na^+ jouant le rôle d'ions spectateurs. Ces derniers n'apparaissent donc pas dans l'équation bilan ;
- La réaction met donc en jeu les couples $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$ et $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$
- L'équation bilan de la réaction est donc:
$$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} + \text{HO}^- \longrightarrow \text{CH}_3\text{CO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$$
- Comme il s'agit d'un titrage, la réaction doit être:
totale: le réactif en défaut est entièrement consommé ;
cinétiquement rapide: la réaction entre les réactifs peut être considérée comme instantanée ;
unique: il n'y a qu'une seule réaction. (il n'y a pas plusieurs réactions en parallèle ce qui fausserait les bilans de matière) ;

2. Après avoir vu l'animation sur la [méthode des tangentes](#), déterminer graphiquement le volume à l'équivalence V_E par cette méthode.

- On appelle point d'équivalence le mélange pour lequel les réactifs sont introduits dans les **proportions stœchiométriques de l'équation bilan de la réaction**

de dosage: dans le cas présent, on est à l'équivalence lorsque la quantité de matière de soude versée est égale à celle d'acide acétique contenue dans le bécher ;

- Le point à l'équivalence est caractérisé par ses coordonnées :
Le volume de solution titrante (soude - burette graduée) versée à l'équivalence ;
Le pH du mélange réactionnel mesuré au moment de l'équivalence ;
- Pour déterminer le point à l'équivalence, il existe une première méthode appelée **méthode des tangentes** (donnée par le logiciel). Vous devez savoir la faire à la main ([Voir cette vidéo d'illustration](#))
- On obtient le résultat suivant:



- Le volume à l'équivalence est $V_E = 12,5 \text{ mL}$
- Remarque:** cette méthode prend tout son intérêt lorsque le saut de pH n'est pas vertical mais « incliné »

3. Déterminer la concentration molaire C_A en acide éthanique de la solution S_A .

- Pour déterminer la concentration de la solution titrée (acide acétique-bécher), on utilise le fait que le **mélange est dans les proportions stoechiométriques à l'équivalence** et uniquement à l'équivalence ;
- Le respect des conditions stoechiométriques se traduit par l'égalité:

$$\frac{n_{\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}}}{1} = \frac{n_{\text{HO}^-}}{1}$$

- La quantité de matière d'acide contenue initialement dans le bécher est $n_{\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}} = C_A \times V_A$
 C_A est inconnue puisque c'est la concentration de la solution titrée ;
 V_A est le volume d'acide acétique initialement versé dans le bécher, $V_A = 10,0 \text{ mL}$;
- La quantité de matière de soude versée dans le bécher **au moment de l'équivalence** est $n_{\text{HO}^-} = C_B \times V_E$

C_B est connue puisqu'il s'agit de la concentration de la solution titrante, $C_B = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;

V_E est le volume de soude versée à l'équivalence, $V_E = 12,5 \text{ mL}$;

- L'égalité traduisant les conditions stœchiométriques peut s'écrire:

$$\frac{C_A \times V_A}{1} = \frac{C_B \times V_E}{1}$$

- On en déduit la concentration de la solution d'acide acétique:

$$C_A = \frac{C_B \times V_E}{V_A} = \frac{0,10 \times 12,5}{10,0} = 0,125 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

4. Calculer votre erreur relative sachant que $C_{\text{référence}} = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- Par définition l'erreur relative sur la concentration $C_{\text{référence}}$ est
$$\frac{|C_{\text{référence}} - C_{\text{expérimentale}}|}{C_{\text{référence}}} = \frac{|0,12 - 0,125|}{0,12} \approx 4\%$$

5. Calculer le titre massique en acide éthanoïque.

- Le titre massique est aussi appelé concentration massique, il s'exprime en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$;
- Il existe un lien entre le titre massique t , la concentration molaire C et la masse molaire M :

$$t = C \times M$$

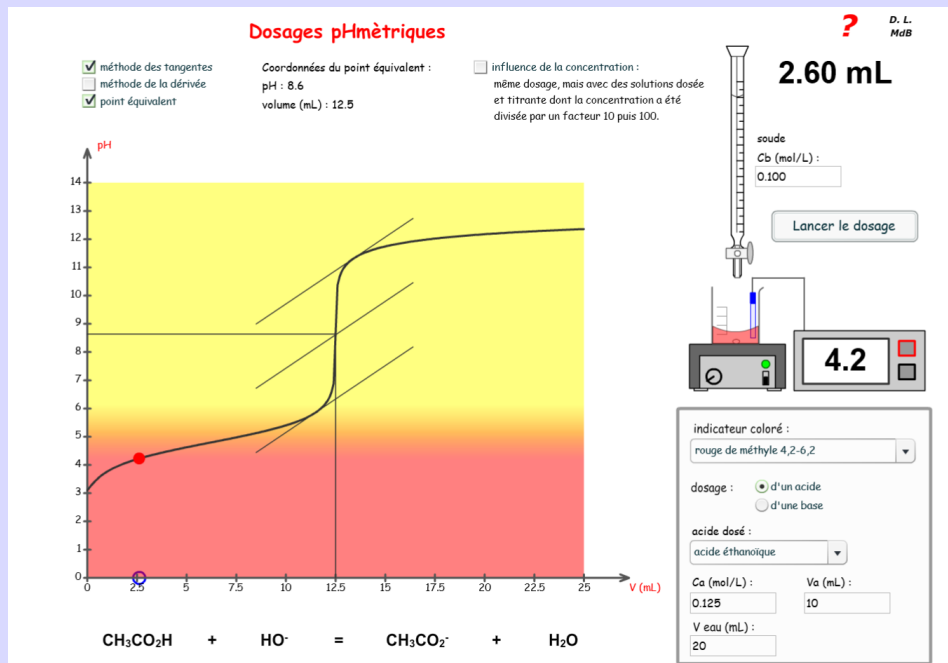
$$C = 0,125 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$M = M(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

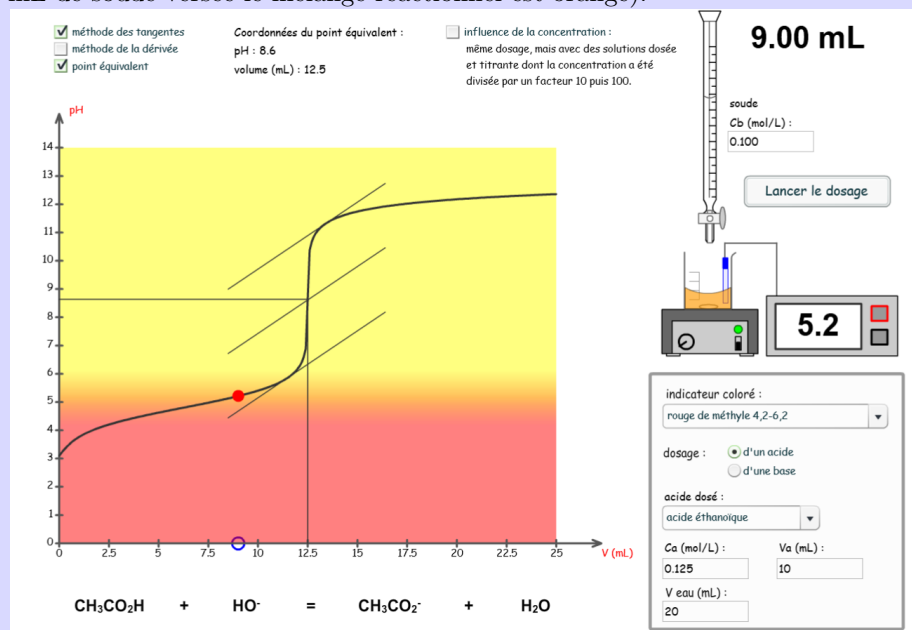
- On a donc $t = 7,5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

6. Peut-on utiliser le rouge de méthyle comme indicateur coloré pour ce dosage sachant que sa teinte sensible correspond à un pH compris entre 4,2 et 6,2 ?

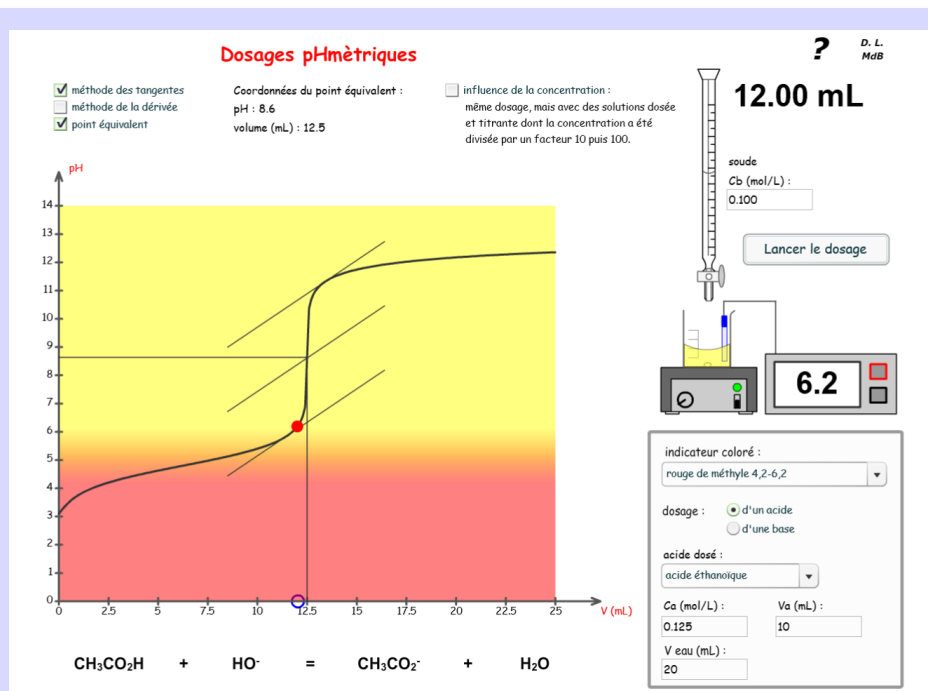
- Un indicateur coloré acido-basique est un couple acido-basique dont les formes acide et basique n'ont pas la même couleur ;
- Pour chaque indicateur coloré, on peut définir sa teinte sensible, teinte prise par l'indicateur lorsque les concentrations des forme acide et basique sont proches (le pH est proche du pK_a du couple associé à l'indicateur coloré) ;
- Si on effectue le même dosage par titrage non pas pH-métrique mais colorimétrique en rajoutant en début d'expérience quelques gouttes d'indicateur coloré dans le bécher, on va observer (cf animation) les changements de couleur suivants:
 - Il faut verser 2,5 mL de soude pour atteindre la teinte sensible (jusqu'à 2,5 mL le bécher est rose):



- Il faut verser 12 mL de soude pour quitter la teinte sensible (entre 2,5 mL et 12 mL de soude versée le mélange réactionnel est orange):



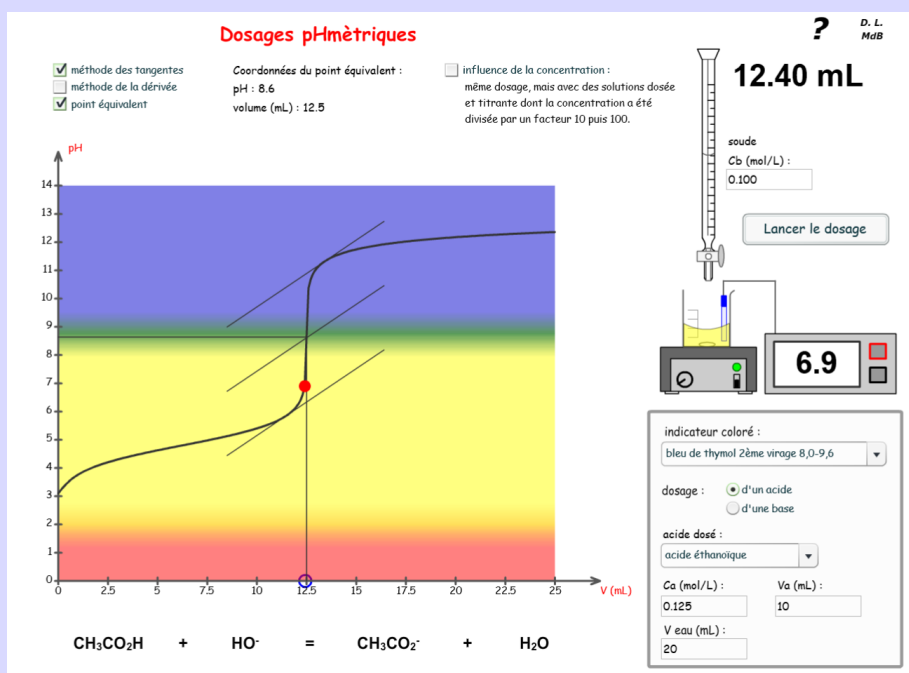
- Après 12 mL de soude versée le bécher reste jaune:



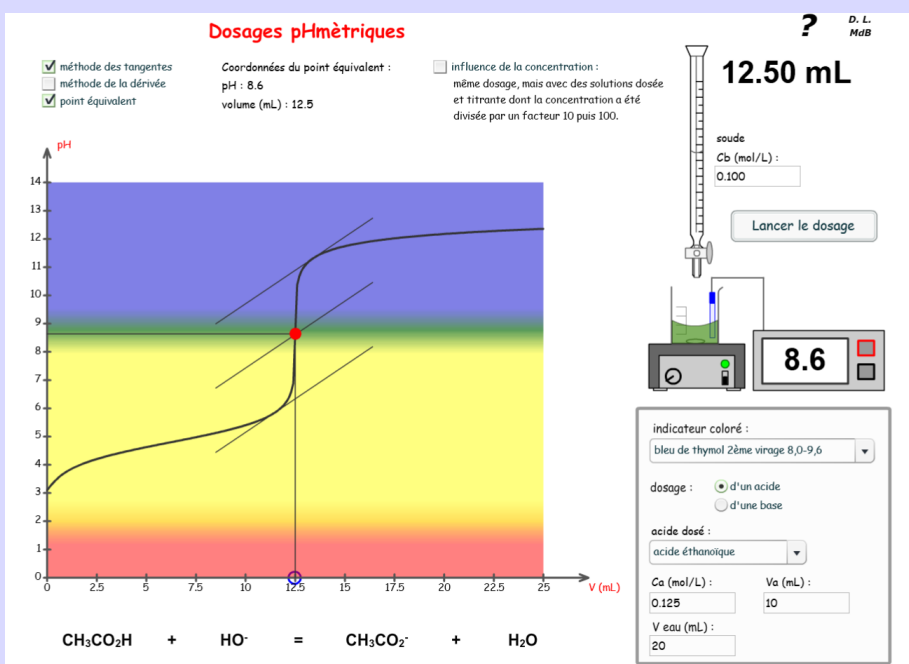
- Visuellement le changement de couleur n'est pas facile à observer et surtout le volume de soude versée correspondant (compris entre 2,6 mL et 12,0 mL) n'englobe pas le point d'équivalence ($C_E = 12,5$ mL). On ne peut donc pas utiliser le rouge de méthyle pour effectuer le dosage de l'acide éthanioïque.

7. Déterminer le critère permettant de choisir un indicateur coloré adapté au titrage de l'acide éthanioïque.

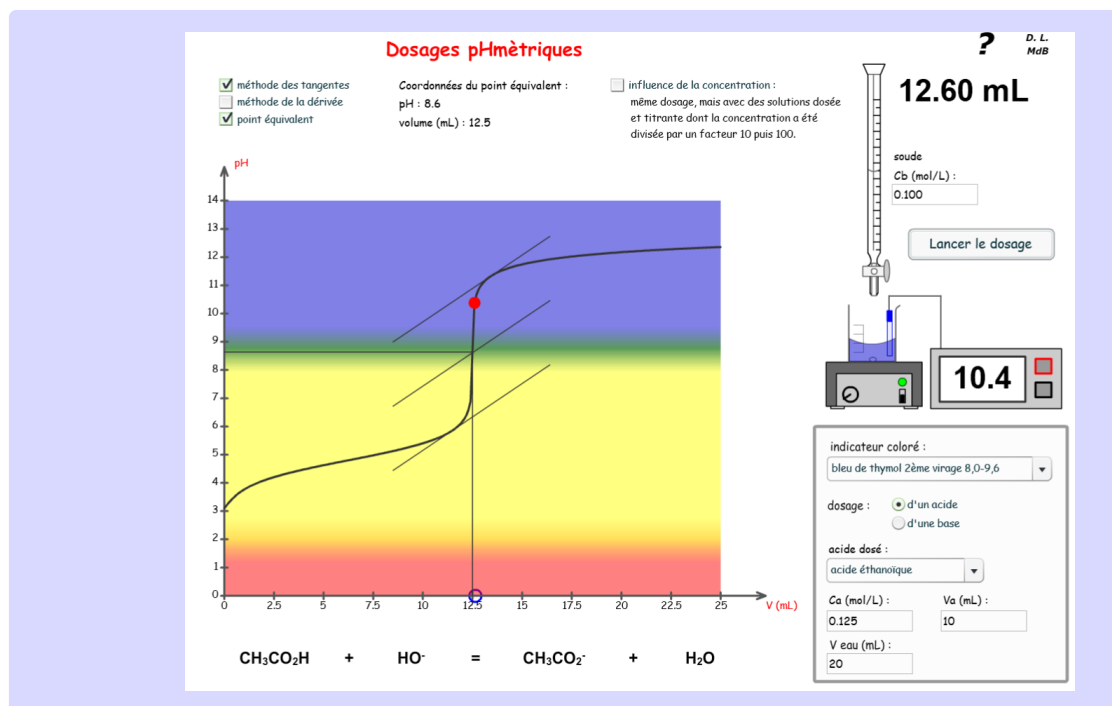
- Pour qu'un indicateur coloré acido-basique soit utilisable, il faut que le pH à l'équivalence soit compris dans la teinte sensible. Il faut donc disposer de la courbe de titrage acido-basique pour choisir son indicateur coloré.
- On peut par exemple choisir le bleu de thymol :
 - Juste avant l'équivalence :



– A l'équivalence:

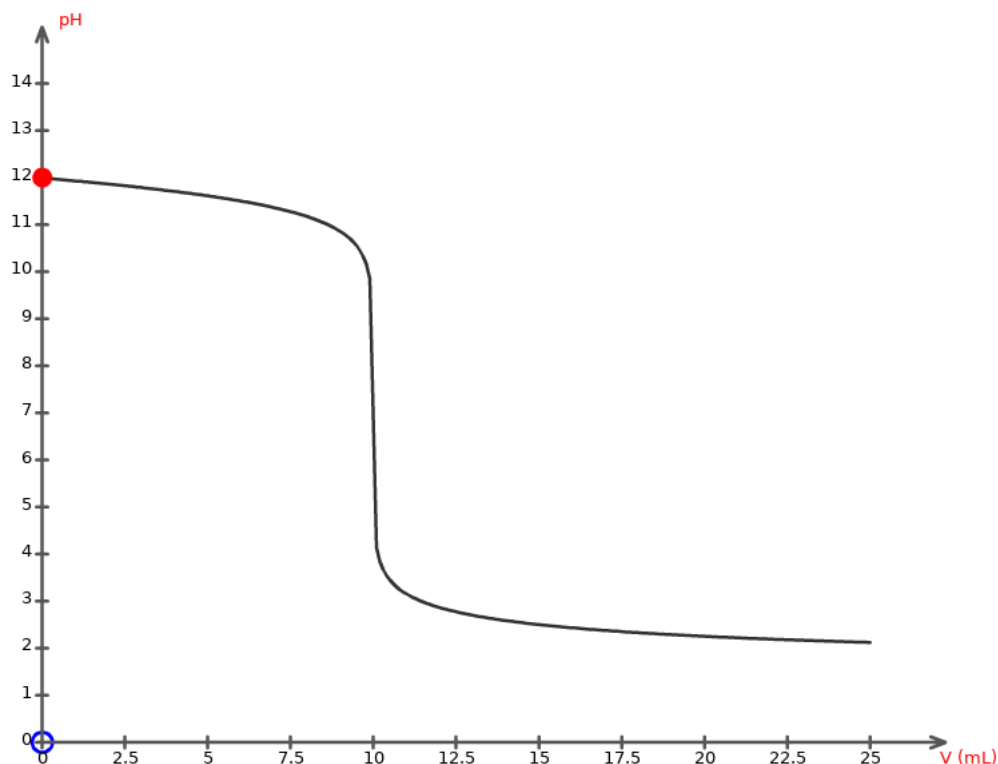


– Juste après l'équivalence:



B. Titrage d'une solution de soude

Le dosage d'une solution S_B d'hydroxyde par une solution S_A d'acide chlorhydrique conduit à la courbe suivante (Simulation) :

**Protocole :**

- Verser 5,0 mL de S_B dans un bécher.
- Rajouter 20 mL d'eau.
- Immerger la sonde pH-métrique.
- Charger la burette avec la solution S_A . ($C_A = 0,025 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)
- Relever le pH du mélange réactionnel en fonction du volume V_A d'acide chlorhydrique versé.

1. Établir l'équation bilan de la réaction de dosage.

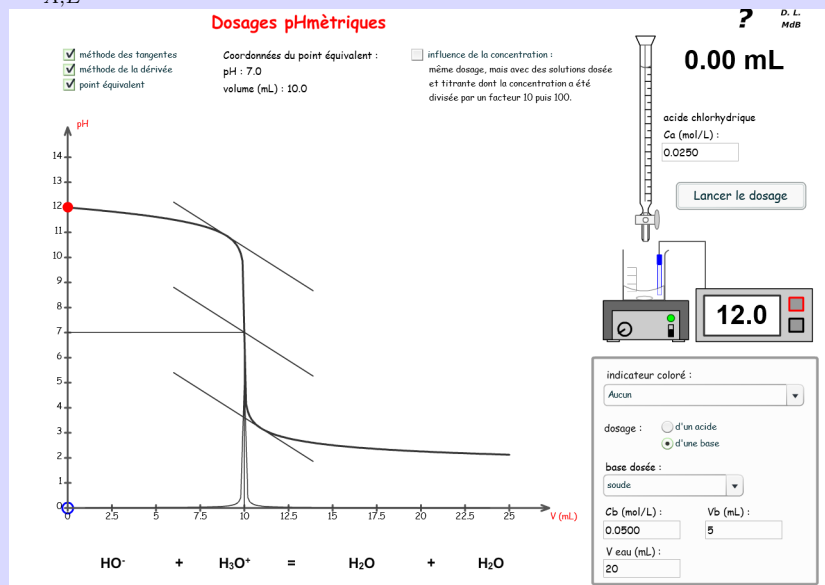
- La formule de l'acide chlorhydrique est ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{L}^-$) ;
- Les ions chlorure Cl^- sont des ions spectateurs et n'apparaissent donc pas dans l'équation bilan ;
- La formule de la soude est ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) ;
- Les ions chlorure Na^+ sont des ions spectateurs et n'apparaissent donc pas dans l'équation bilan ;
- Les couples acido-basiques mis en jeu sont:
 $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$
 $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$
- L'équation bilan est donc $\text{HO}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

2. Déterminer graphiquement le volume à l'équivalence, $V_{E,A}$, par la méthode de la tangente et la méthode de la dérivée.

- La méthode des tangentes ou de la dérivée permet de déterminer les coordonnées du point d'équivalence:

$$\text{pH}_E = 7$$

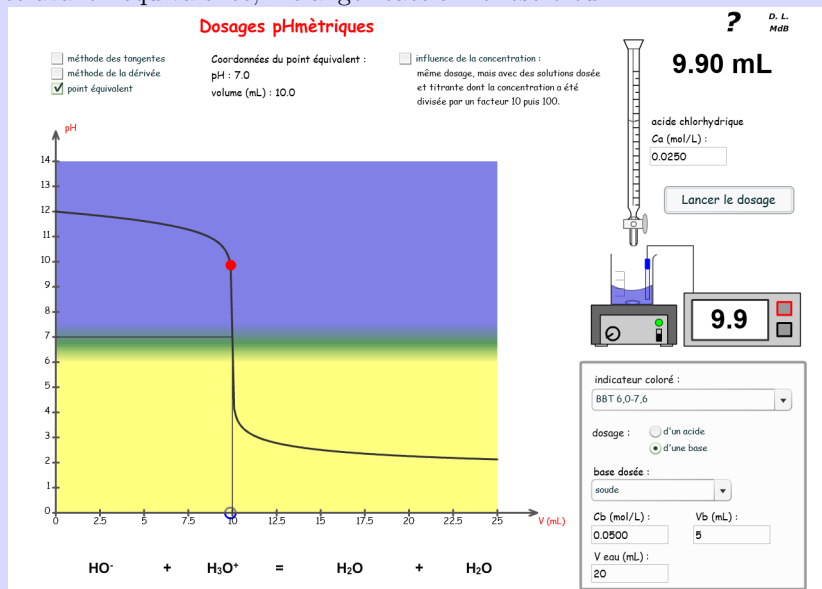
$$V_{A,E} = 10 \text{ mL}$$



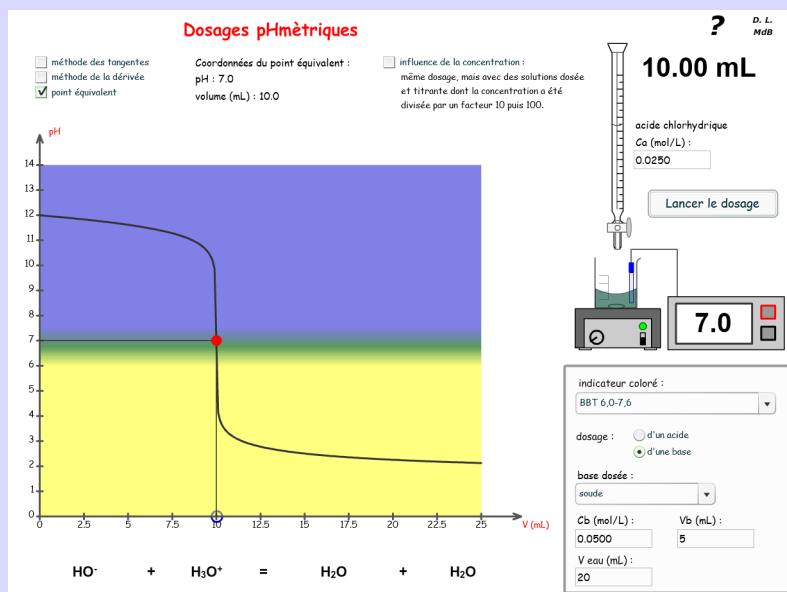
- À l'aide de la simulation proposer un indicateur coloré adapté à ce dosage.

- La zone de virage ou teinte sensible de l'indicateur coloré doit inclure le point à l'équivalence. Le BBT est donc approprié puisque sa zone de virage correspond à un pH compris entre 6 et 7,6.

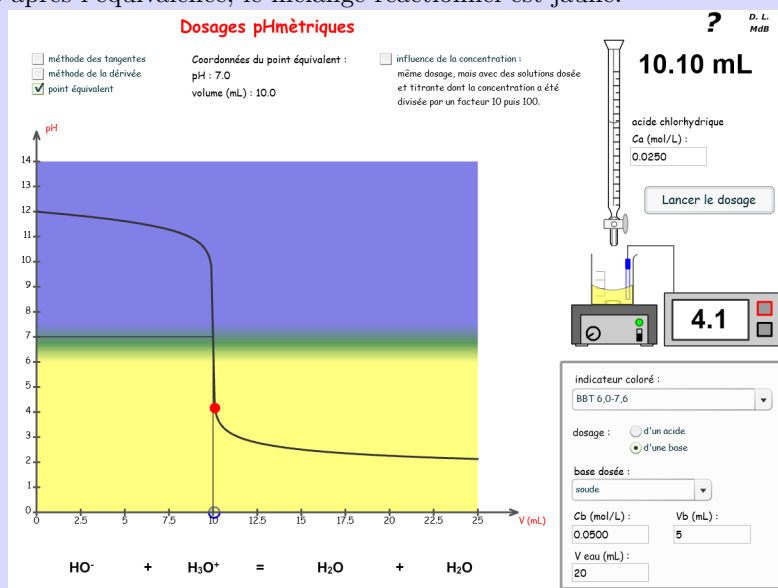
– Juste avant l'équivalence, mélange réactionnel est bleu:



– A l'équivalence, le mélange réactionnel est vert (teinte sensible):



– Juste après l'équivalence, le mélange réactionnel est jaune:



- L'équivalence va se traduire par un passage « brutal » du bleu au jaune, l'obtention de la teinte sensible étant difficile à observer

4. Déterminer la concentration molaire C_B en soude de la solution S_B .

- Pour déterminer la concentration de la solution titrée (soude-bécher), on utilise le fait que le **mélange est dans les proportions stoechiométriques à l'équivalence** et uniquement à l'équivalence ;
- Le respect des conditions stoechiométriques se traduit par l'égalité:

$$\frac{n_{\text{HO}^-}}{1} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{1}$$

- La quantité de matière de soude contenue initialement dans le bécher est $n_{\text{HO}^-} = C_B \times V_B$
 C_B est inconnue puisque c'est la concentration de la solution titrée;
 V_B est le volume de soude initialement versé dans le bécher, $V_B = 5,0 \text{ mL}$;
- La quantité de matière d'acide chlorhydrique versée dans le bécher **au moment de l'équivalence** est $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_A \times V_E$
 C_A est connue puisqu'il s'agit de la concentration de la solution titrante, $C_A = 0,025 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
 $V_{A,E}$ est le volume d'acide chlorhydrique versée à l'équivalence, $V_{A,E} = 10,0 \text{ mL}$;
- L'égalité traduisant les conditions stœchiométriques peut s'écrire:

$$\frac{C_A \times V_{A,E}}{1} = \frac{C_B \times V_B}{1}$$

- On en déduit la concentration de la soude:

$$C_B = \frac{C_A \times V_{A,E}}{V_B} = \frac{0,025 \times 10,0}{5,0} = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

5. Calculer le titre massique, t en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, en hydroxyde de sodium de la solution titrée.

- Le titre massique est aussi appelé concentration massique, il s'exprime en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$;
- Il existe un lien entre le titre massique t , la concentration molaire C et la masse molaire M :

$$t = C \times M$$

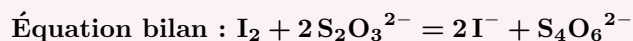
$$C = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$M = M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- On a donc $t = 20 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

C. Dosage du diiode par une solution de thiosulfate de sodium

L'animation permet de simuler la titrage d'une solution contenant du diiode I_2 par une solution de thiosulfate de sodium ($2Na^+ + S_2O_3^{2-}$) de concentration. L'équation-bilan support du titrage est:



1. Quelle est la solution titrée ?

La solution de diiode

2. Quelle est la couleur de la solution titrée avant l'équivalence ?

La solution est bleue. En réalité elle est jaune brun.

3. Quelle est la couleur de la solution titrée après l'équivalence ?

Elle est transparente

4. Expliquer pour quelle raison, il est nécessaire d'ajouter 4,0 mmol de thiosulfate de sodium pour être à l'équivalence ?

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques donc:

$$\frac{n_{0,I_2}}{1} = \frac{n_{E,S_2O_3^{2-}}}{2}$$