

V.9. Titrages acides-bases, diagrammes de bilan et courbes de pH

Plan des différents paragraphes

- V.9.1. Le principe et le matériel utile pour un titrage
- V.9.2. Les calculs qui permettent de déterminer la concentration de la solution à titrer
- V.9.3. Evolution du pH au cours du titrage
 - Les courbes pH
 - Comment choisir un indicateur ?
- V.9.4. Les diagrammes de bilan

V.9.1. Le principe et le matériel utile pour un titrage

Le **titrage** est ^{un processus expérimentale qui permet de} l'opération qui consiste à déterminer le titre d'une solution, c'est-à-dire sa concentration.

Pour cela, on verse (à partir d'une burette) un volume précis d'une solution dont la concentration est connue (le *titrant*) dans une solution contenant la substance à analyser. La substance contenue dans le titrant réagit de façon connue avec la substance à analyser.

Le point atteint quand on a ajouté suffisamment de titrant pour que la totalité de la substance à analyser réagisse est appelé **point d'équivalence** ou point stœchiométrique. On identifie souvent ce point à l'aide du changement de couleur d'un produit chimique appelé **indicateur**.

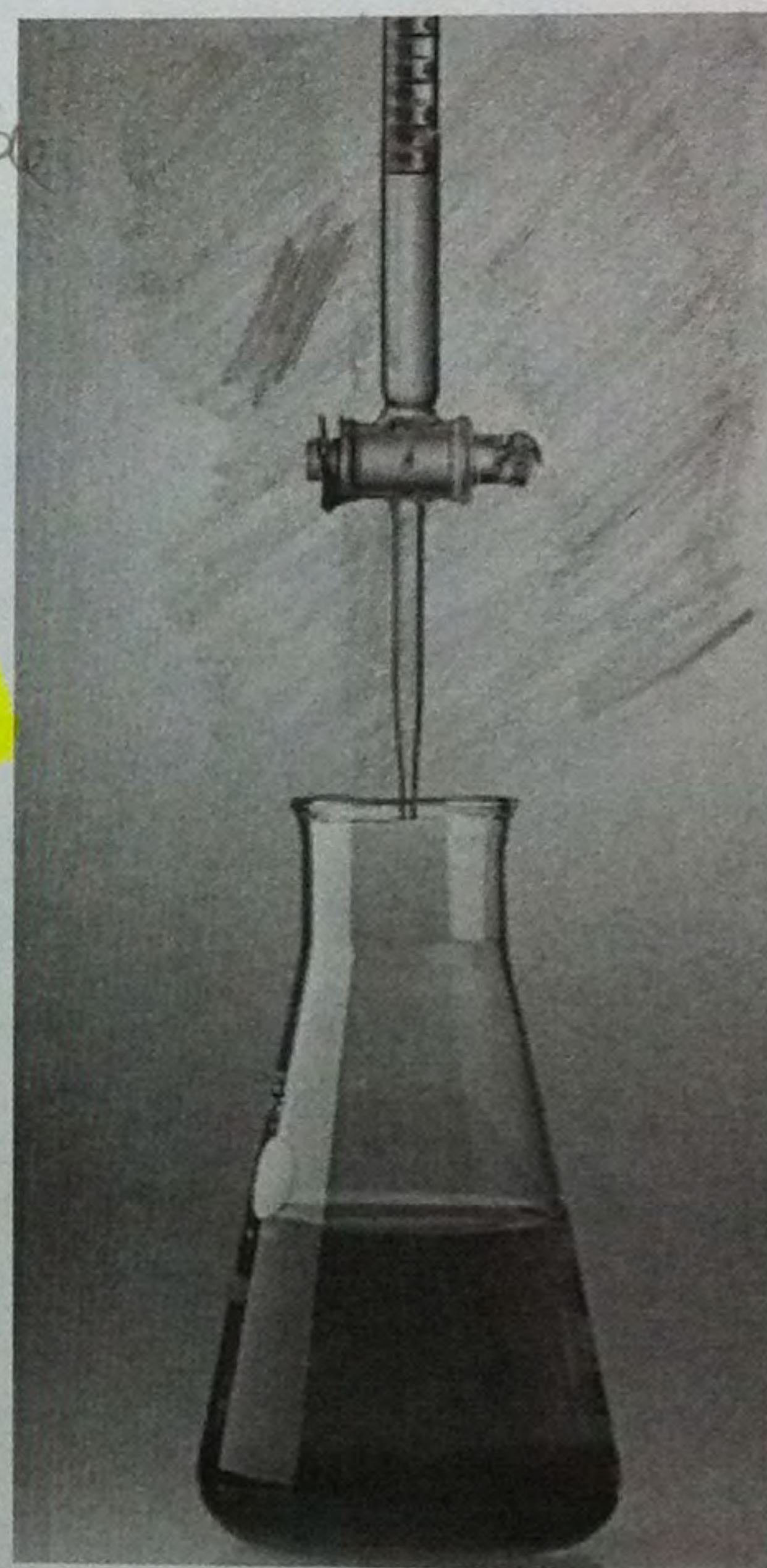
Par exemple, dans le cas du titrage d'une solution inconnue de HCl par NaOH 1 M, on emploie la phénolphthaléine incolore qui vire au rose indien à la fin du titrage.

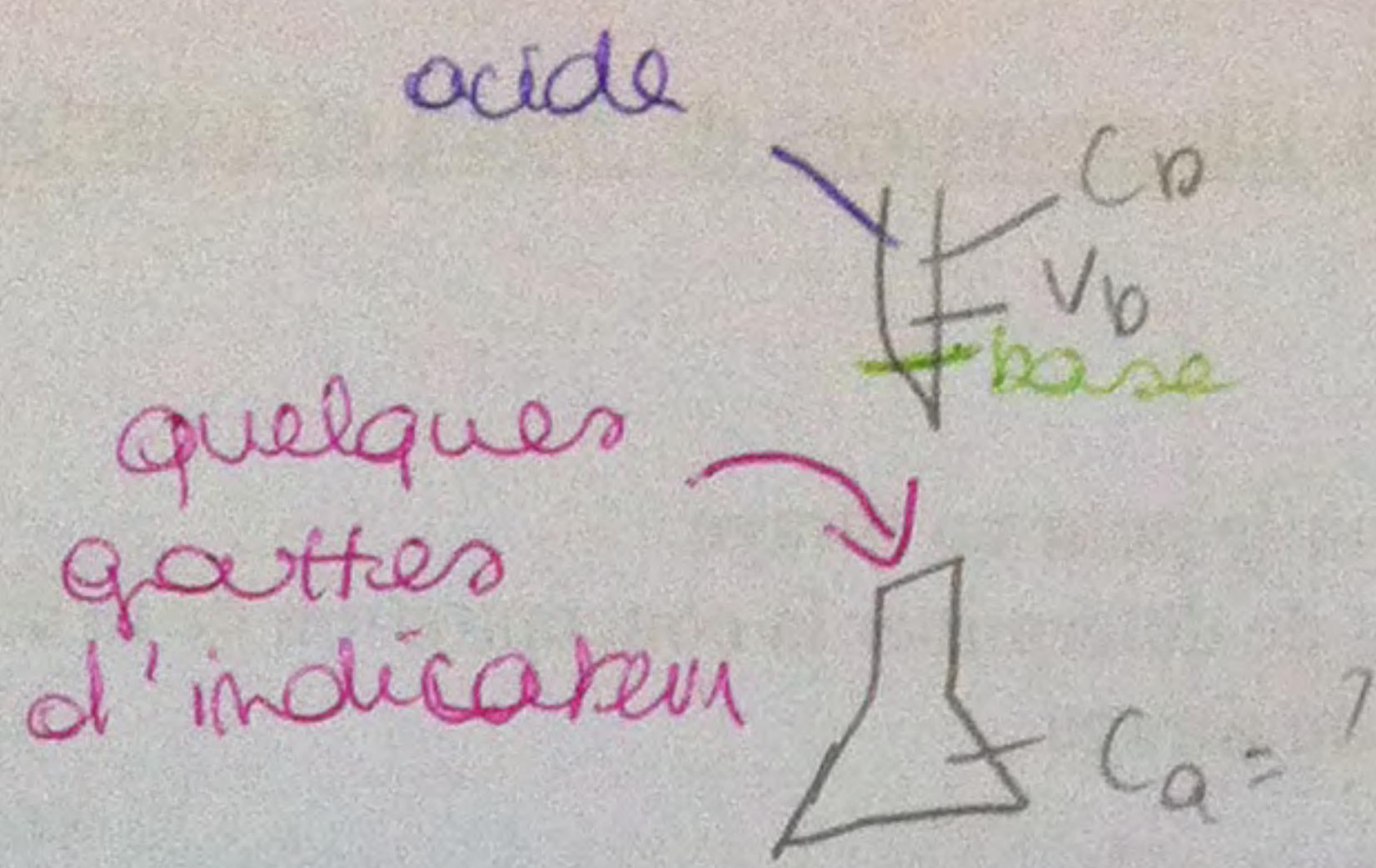
Pour qu'un titrage soit réussi, il faut satisfaire aux exigences suivantes :

1. On doit connaître la réaction exacte qui a lieu entre le titrant et la substance à analyser. Cette réaction doit être **COMPLETE**.
2. Le point d'équivalence (ou point stœchiométrique) doit être aisément observable.
3. Le volume du titrant requis pour atteindre le point d'équivalence doit être mesuré précisément.

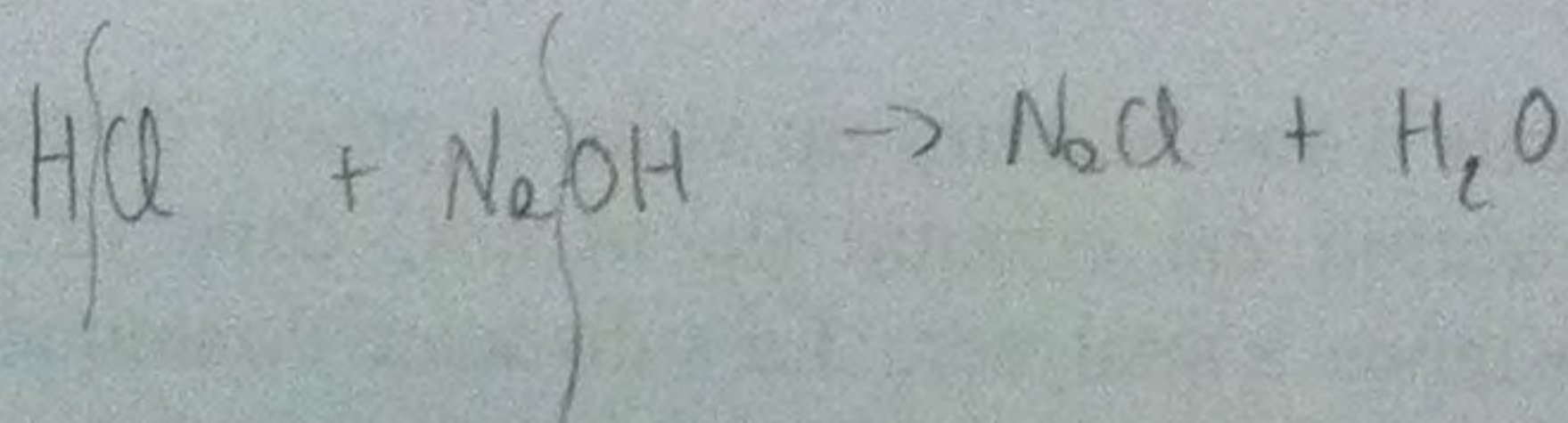
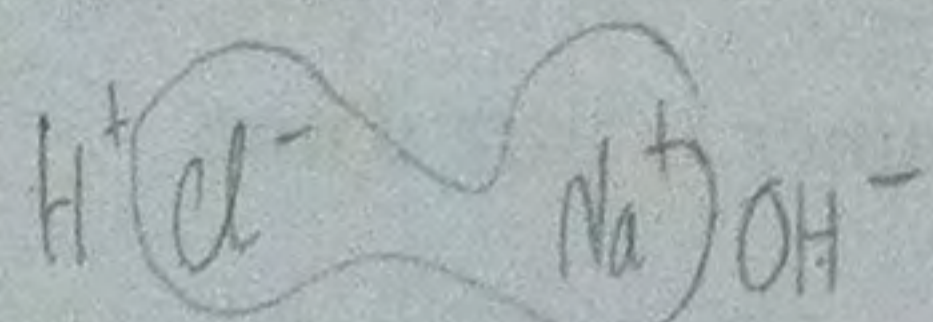
Quand la substance analysée est un acide ou une base, le titrant requis est respectivement une base ou un acide. On appelle alors ce procédé *titrage acide-base*.

La connaissance des équations des réactions acide-base peut servir à déterminer, lors d'un titrage, la concentration inconnue de solution acide à l'aide de solutions basique de concentrations connues et vice versa...



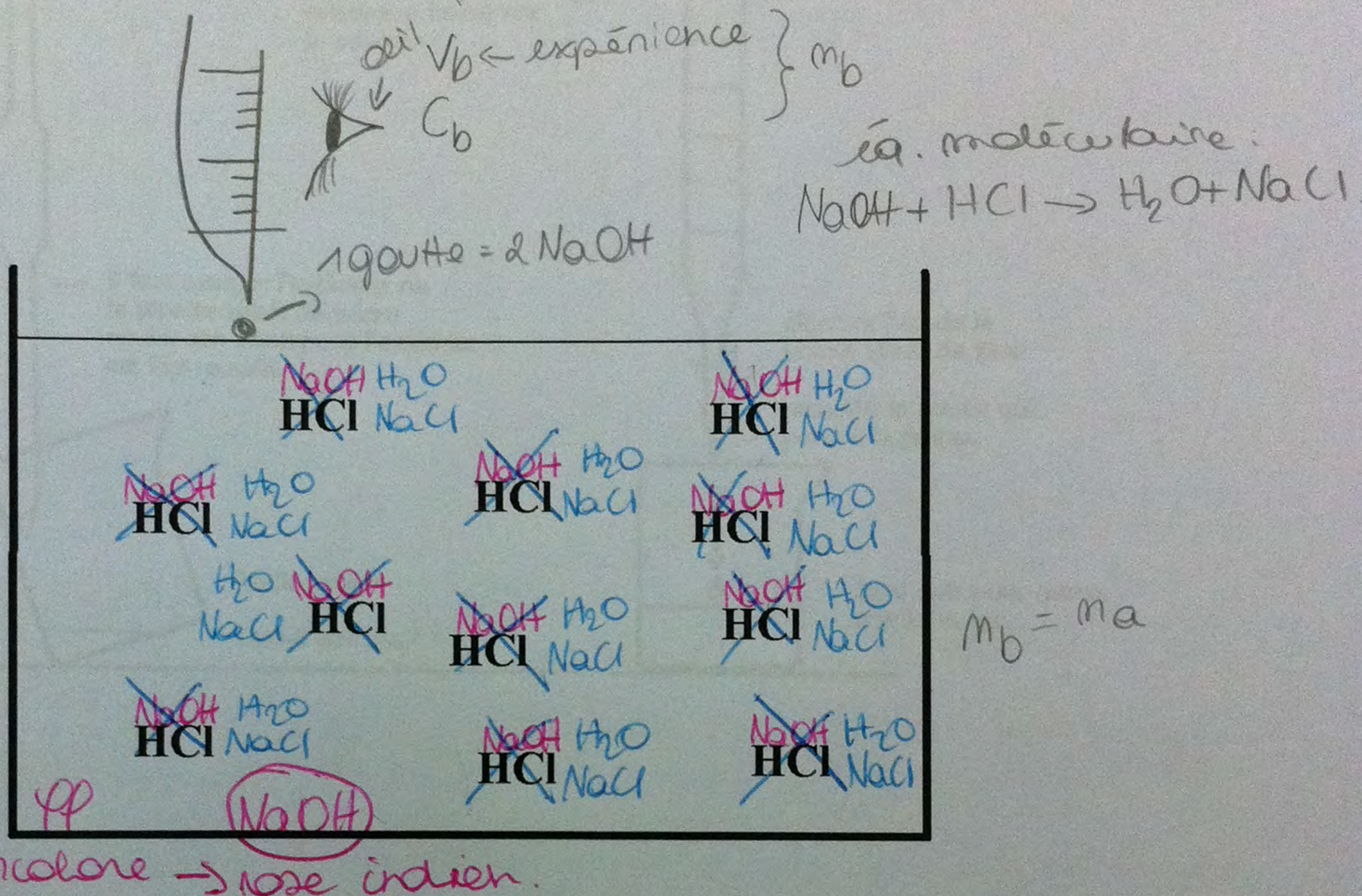


Réaction A-B
 ↳ réaction complète.
 $K_c = \frac{K_a(\text{réactifs})}{K_a(\text{produits})}$



Pour bien comprendre le principe d'un titrage et surtout le rôle de l'indicateur, imaginons un milieu contenant de l'acide chlorhydrique HCl titré par de l'hydroxyde de sodium connu NaOH. On y ajoute quelques gouttes de phénolphtaléine. Pour simplifier, imaginons qu'il y ait 11 molécules d'HCl au départ et que chaque goutte de NaOH ajoutée contienne 2 molécules de NaOH.

Modélise ce qui se passe au cours du titrage.

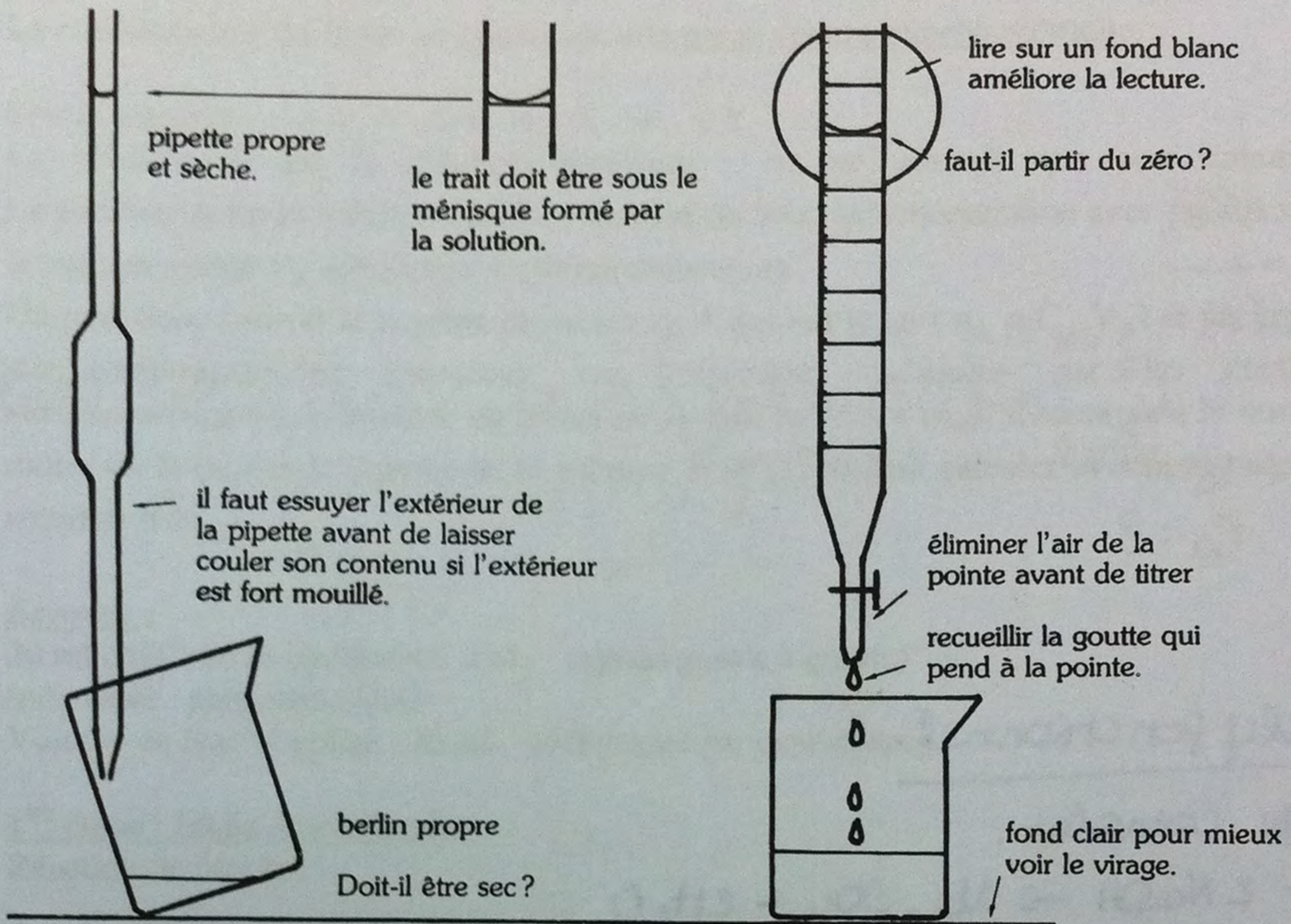


	Avant le point d'équivalence	Après le point d'équivalence
OBSERVATION		

Explique ce qui se passe au cours du titrage

Limites de ce modèle

Matériel utile pour le titrage & conseils pratiques



l'équivalence

quand l'indicateur
change de couleur.

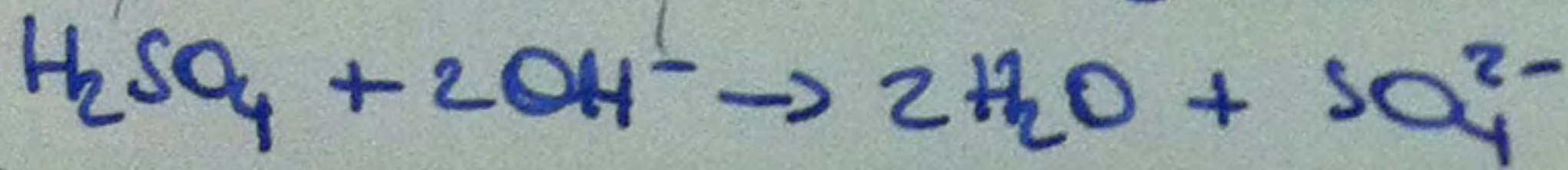
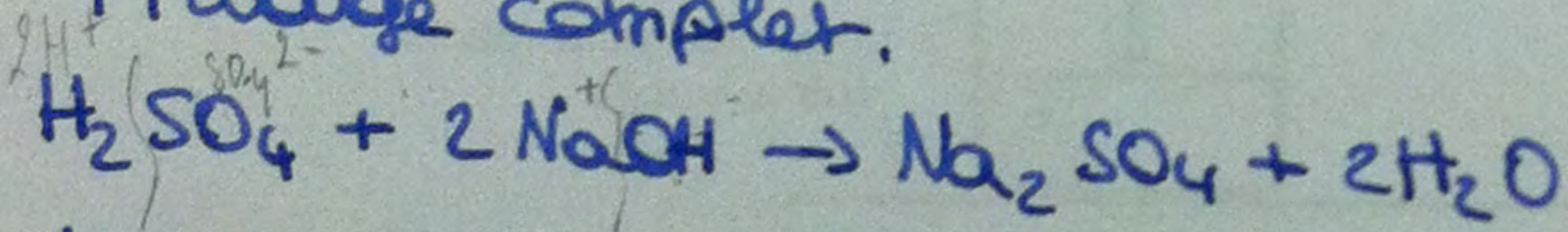
$$m_b = m_a$$

Ex. pg 188.

$$\begin{array}{l} \text{NaOH. } C_b = 1 \text{ M} \\ V_b = 25 \text{ ml} = 0,025 \text{ l} \\ \text{HCl } V_a = 20 \text{ ml} = 0,020 \text{ l.} \\ C_a = ? \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{NaOH. } C_b = 1 \text{ M} \\ V_b = 25 \text{ ml} = 0,025 \text{ l} \\ \text{HCl } V_a = 20 \text{ ml} = 0,020 \text{ l.} \\ C_a = ? \end{array}} \right\} \begin{array}{l} m_b = C_b \cdot V_b = 0,025 \text{ mole.} \\ 0,025 = 0,020 \cdot C_a \\ C_a = \frac{0,025}{0,020} \\ = 1,25 \text{ M} \end{array}$$

Acide poly fonctionnel.

Titrage complet.



À l'éq.

$$m_b = 2m_a$$

$$m_a = \frac{m_b}{2}$$

V.9.2. Les calculs qui permettent de déterminer la concentration de la solution à titrer

La concentration inconnue se calcule ensuite par problème stœchiométrique.

Soit la réaction : $a A + b B \rightarrow x X + y Y$

La solution B est la solution inconnue ; on ne connaît que son volume V_B .

La solution A est la solution titrante : on connaît donc sa concentration avec précision C_A et le volume ajouté V_A (déterminé expérimentalement).

On peut donc trouver le nombre de moles de A qui ont réagi ($n_A = C_A \cdot V_A$) et par problème stœchiométrique (en respectant les proportions indiquées par les coefficients stœchiométriques), le nombre de moles de B dans le milieu (n_B). Connaissant le nombre de moles de B (n_B) et le volume de la solution B (V_B), on peut calculer la concentration de la solution B (C_B).

Exemple :

20 ml d'HCl titrée par NaOH 1M (ajouté goutte à goutte)

Indicateur : phénolphtaléine

Volume de NaOH utilisé : 25 ml. (déterminé par expérience)

1^{ère} étape : Etape de vérification

Réaction de titrage :

Ions spectateurs :

Cette réaction est-elle complète ?

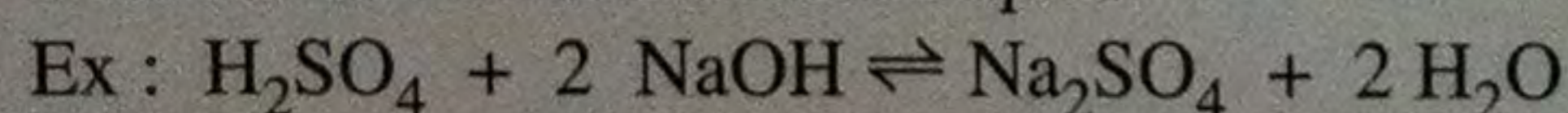
2^{ème} étape : problème stœchiométrique

Remarque :



Lorsqu'on titre un **acide polyfonctionnel**, chaque ion H^+ est enlevé au fur et à mesure. Mais si dans l'énoncé, on parle de **titrage COMPLET**, cela signifie que tous les hydrogènes ont été enlevés.

Pour enlever les 2 H de l'acide sulfurique, il faut donc 2 NaOH. Tu dois en tenir compte dans tes calculs stœchiométriques.

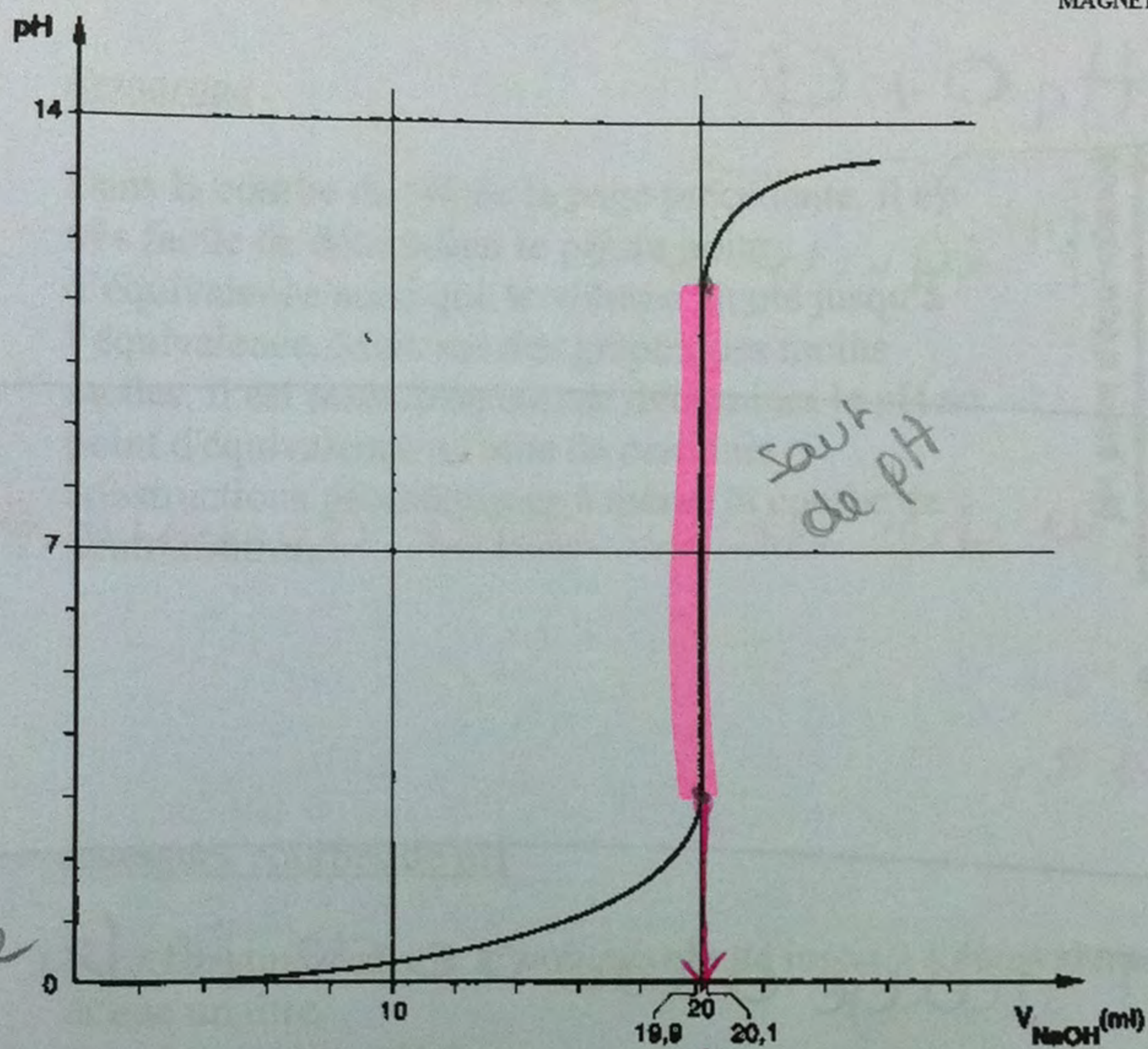
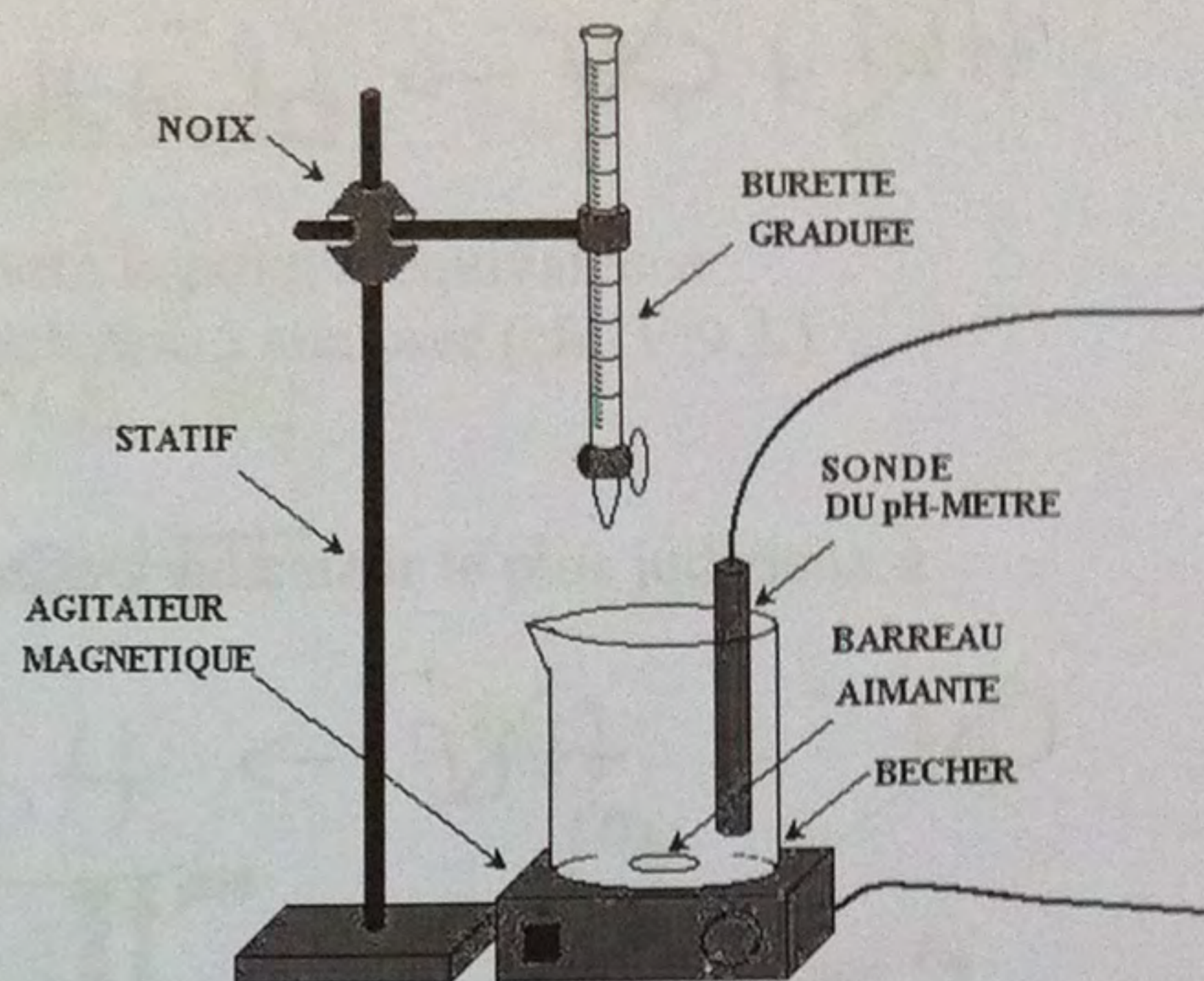


Si tu connais le nombre de mole de NaOH, tu dois diviser par 2 pour obtenir le nombre de mole de HCl et inversement.

V.9.3. Evolution du pH au cours du titrage

a) Les courbes pH

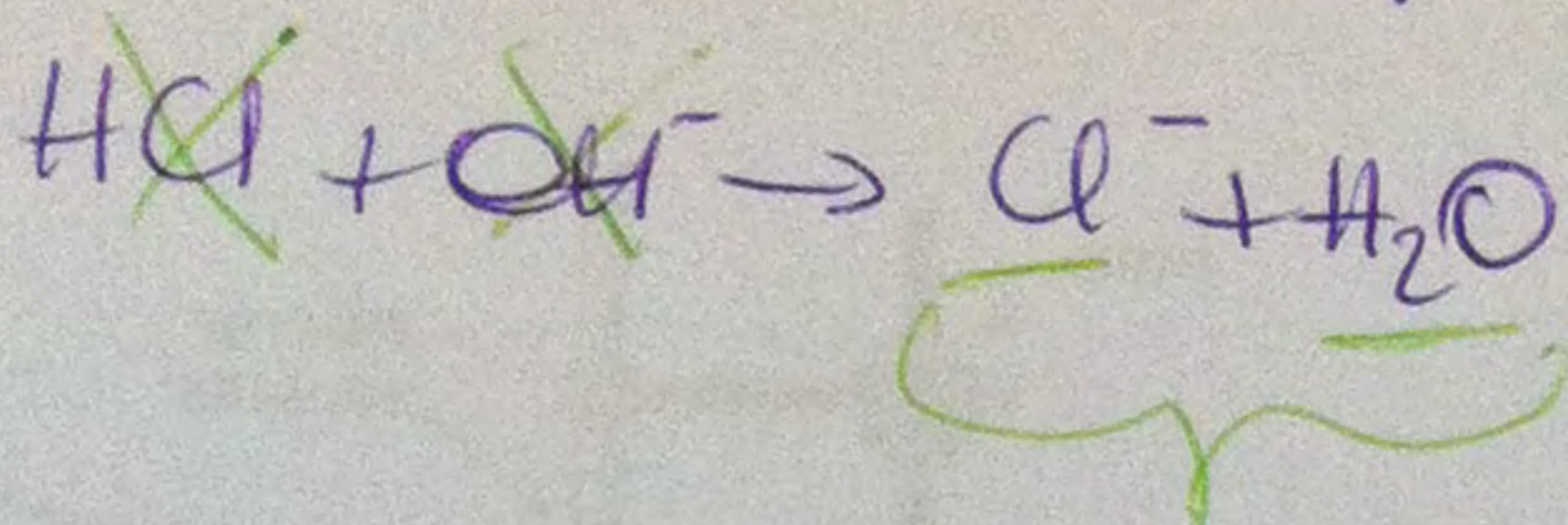
Le pH est mesuré au fur et à mesure à l'aide d'un pH-mètre. Les résultats sont reportés sur le graphique ci-dessous, appelé courbe de pH.



Analyse de la courbe :

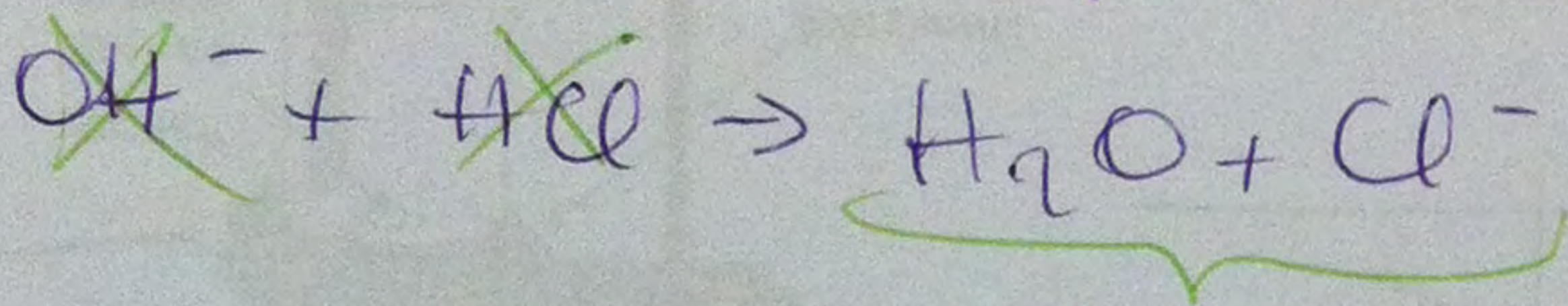
*V_{aj}
à l'équiv.*

Titration d'un acide fort: HCl.



pH equivalence = 7.

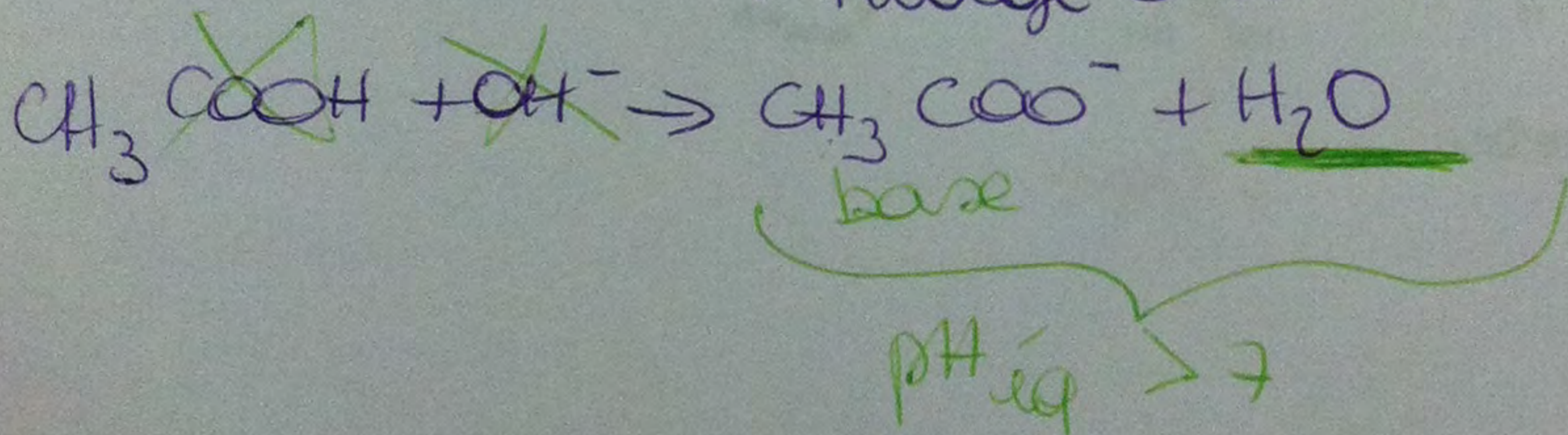
Titration d'une base forte.



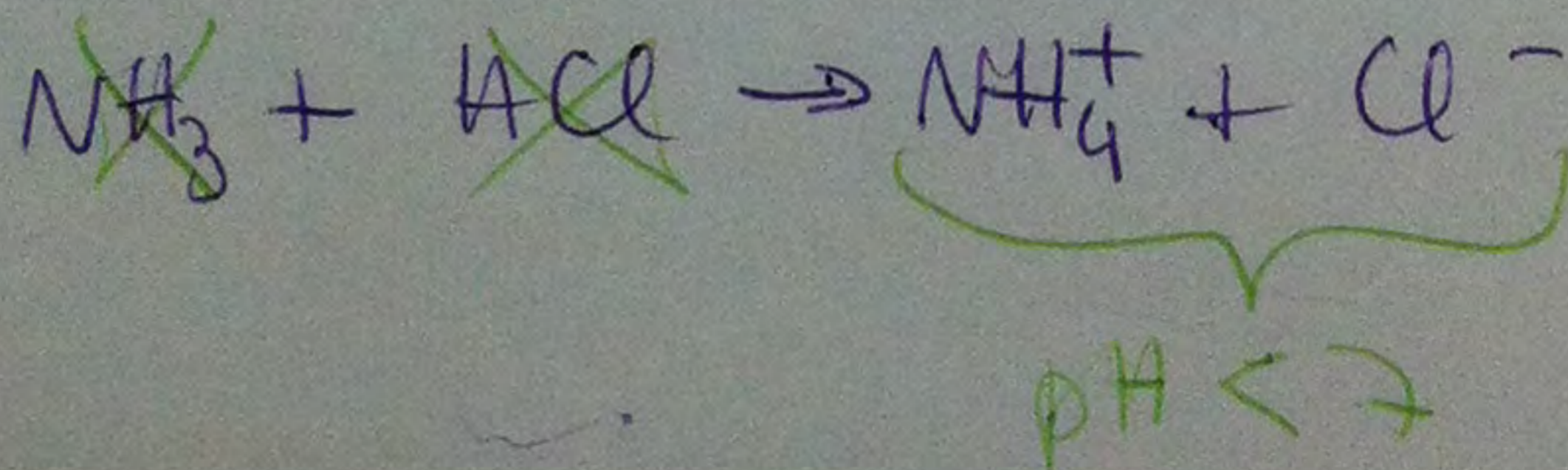
pH equivalence = 7

-
- On choisit un point à la fin et au début du saut de pH
 - On trace les tangentes.
 - On trace le milieu des 2.
-

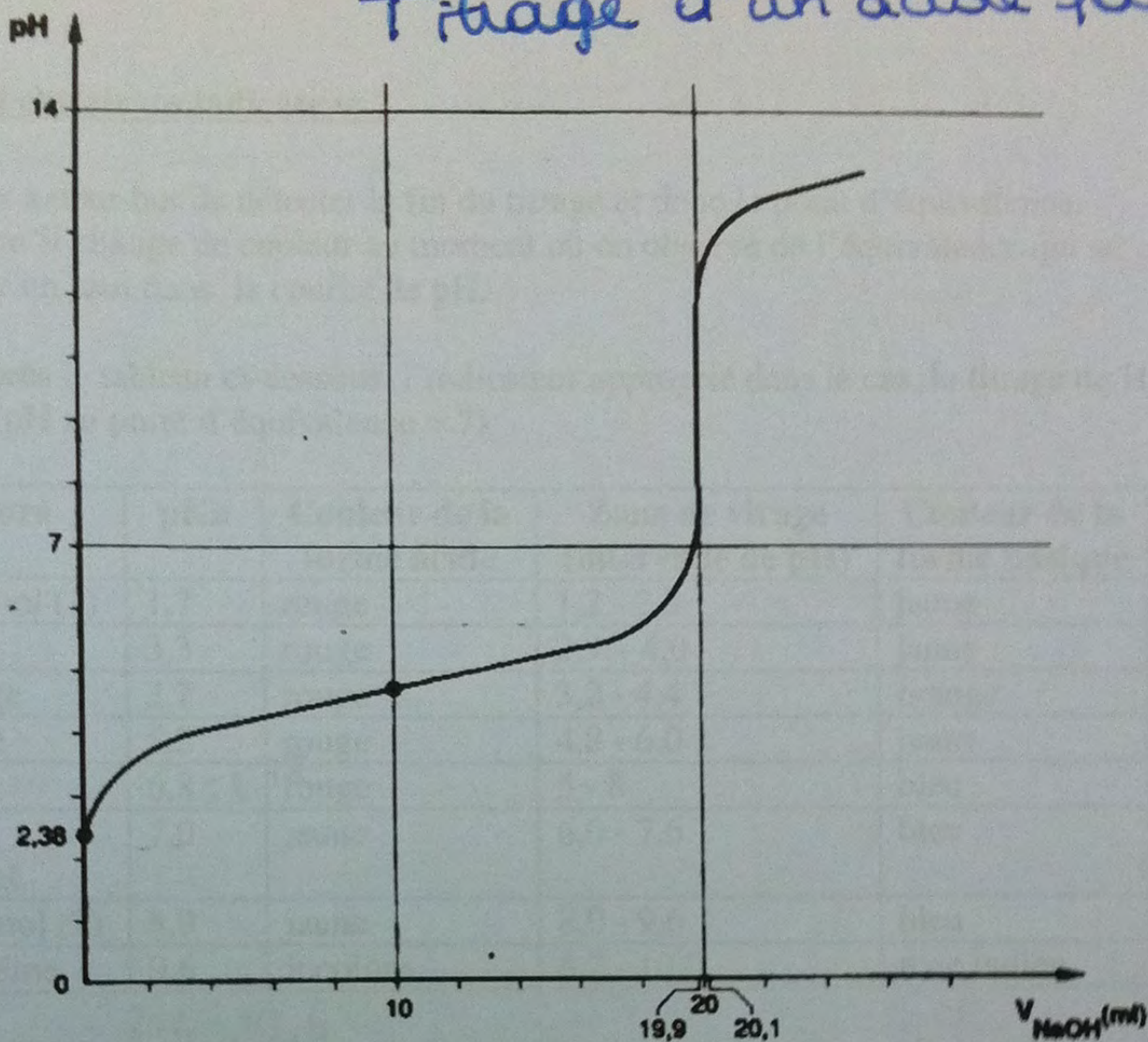
Titration d'un acide faible.



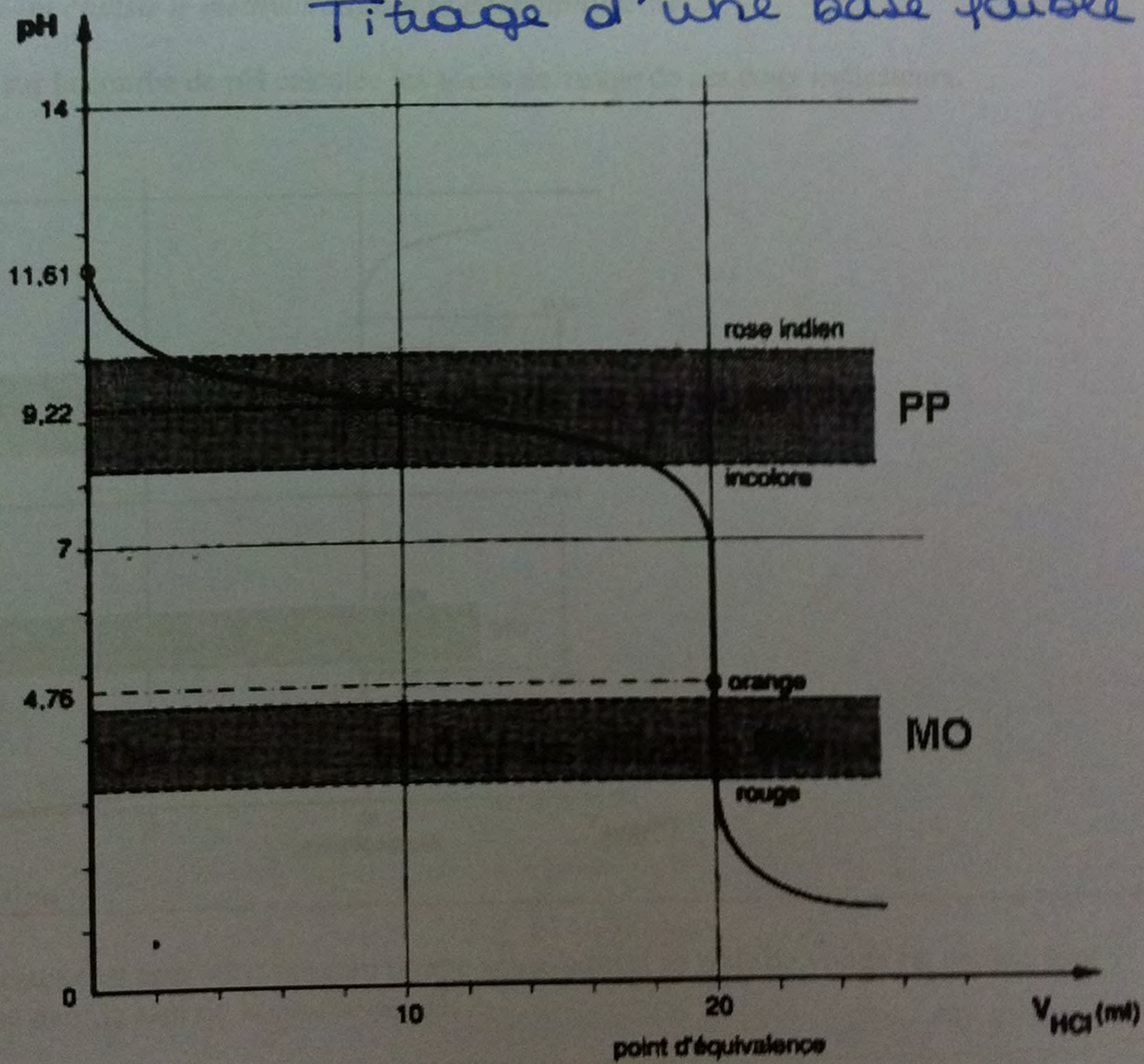
Titration d'une base faible.



Titrage d'un acide faible.



Titrage d'une base faible.



b) Comment choisir un indicateur ?

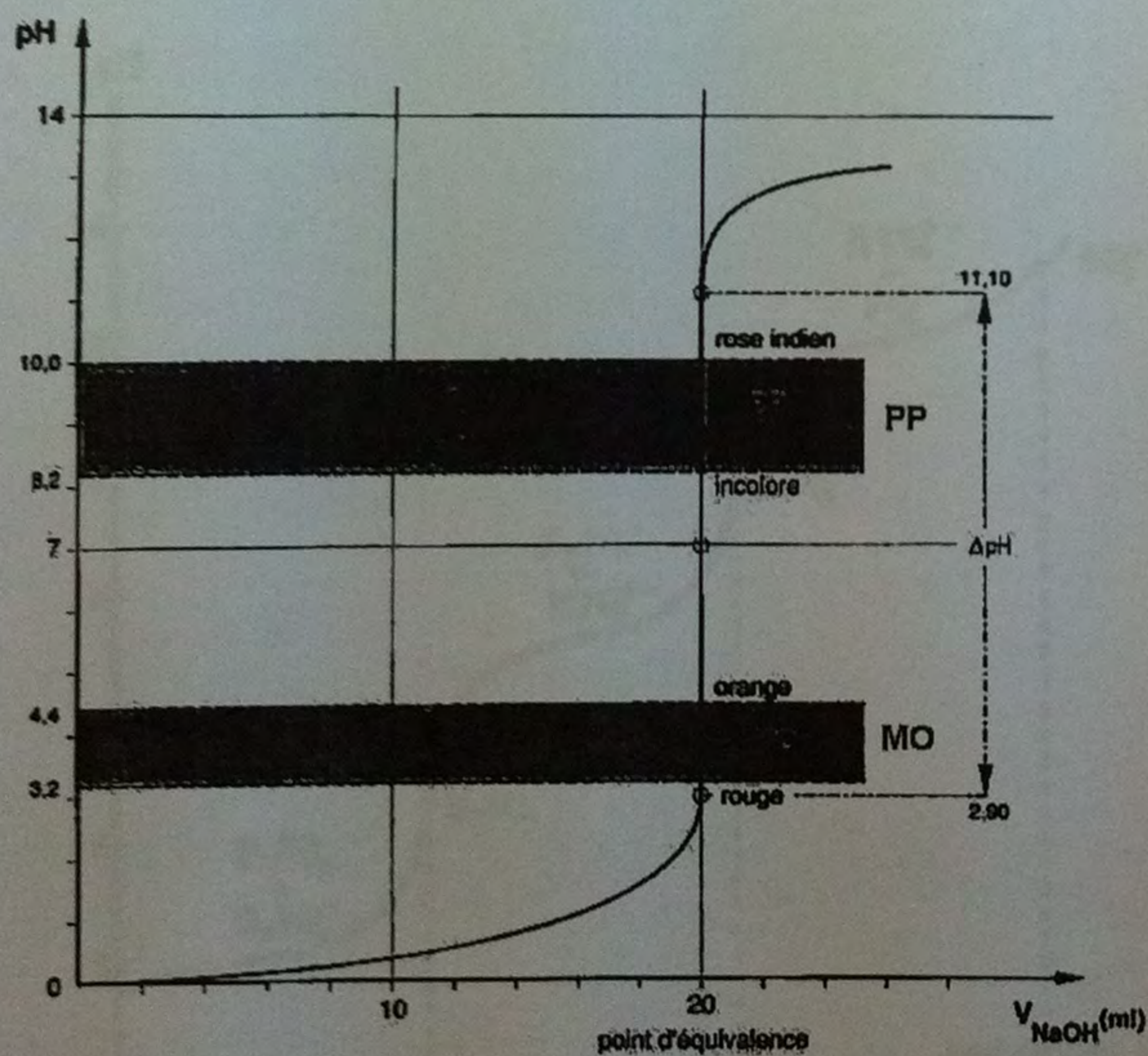
Un indicateur a pour but de détecter la fin du titrage et donc le point d'équivalence. Il faut donc qu'il change de couleur au moment où on observe de l'équivalence qui se manifeste par un saut dans la courbe de pH.

Choisis, d'après le tableau ci-dessous, l'indicateur approprié dans le cas du titrage de HCl par NaOH (pH au point d'équivalence = 7).

Indicateurs	pKa	Couleur de la forme acide	Zone de virage (intervalle de pH)	Couleur de la forme basique
Bleu de thymol (1)	1,7	rouge	1,2 - 2,8	jaune
Méthyljaune	3,3	rouge	2,9 - 4,0	jaune
Méthylorange	3,7	rouge	3,2 - 4,4	orange
Méthylrouge	5,2	rouge	4,8 - 6,0	jaune
Tournesol	6,8	rouge	5 - 8	bleu
Bleu de bromothymol	7,0	jaune	6,0 - 7,6	bleu
Bleu de thymol (2)	8,9	jaune	8,0 - 9,6	bleu
Phénolphtaléine	9,6	incolore	8,2 - 10,0	rose indien

Pourrait-on choisir le méthylorange et la phénolphthaléine ?

Portons sur la courbe de pH calculée les zones de virage de ces deux indicateurs.



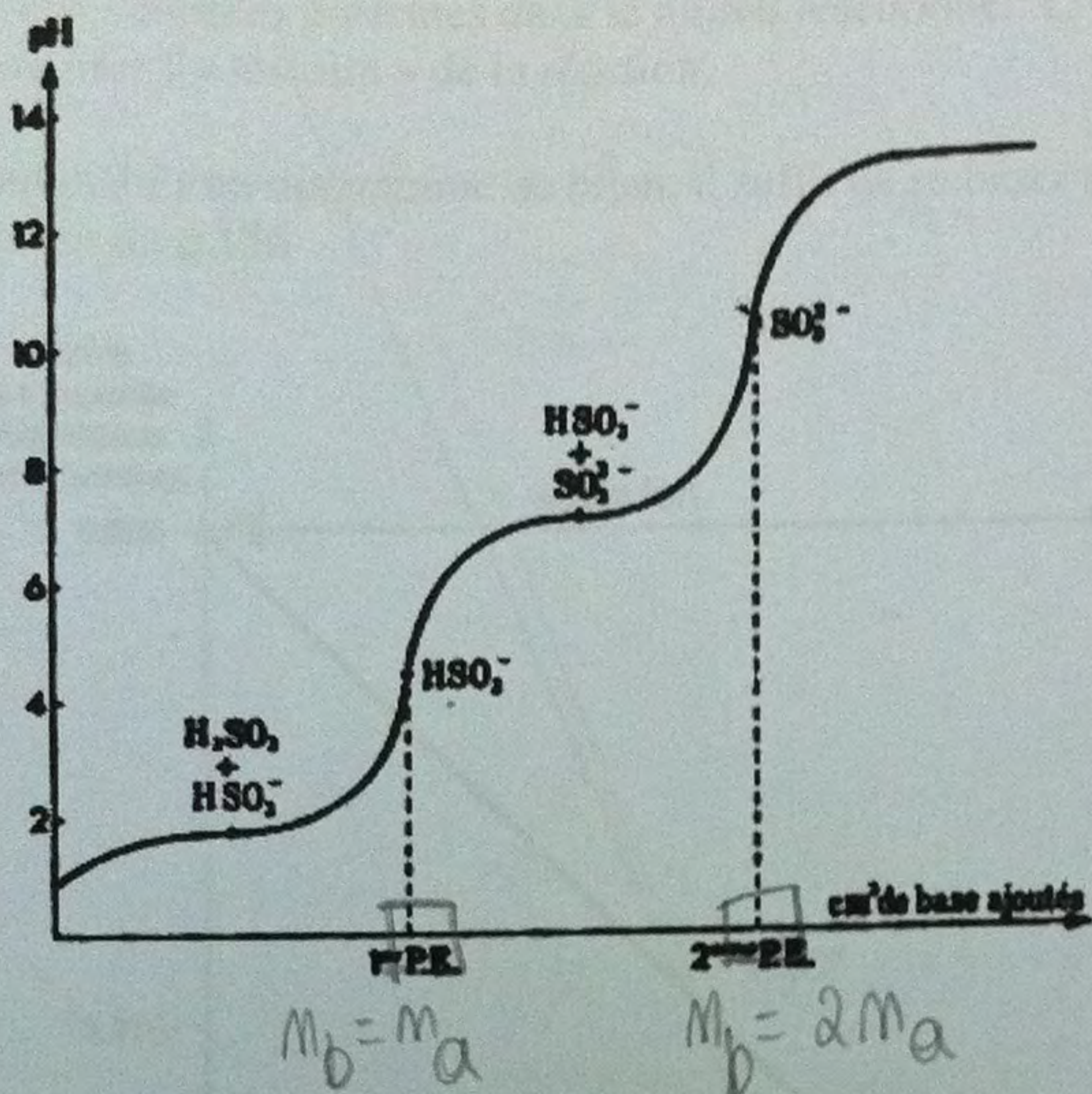
Conclusion :

Un indicateur est approprié pour un titrage acide-base si sa zone de virage est entièrement comprise dans le saut de la courbe de pH.

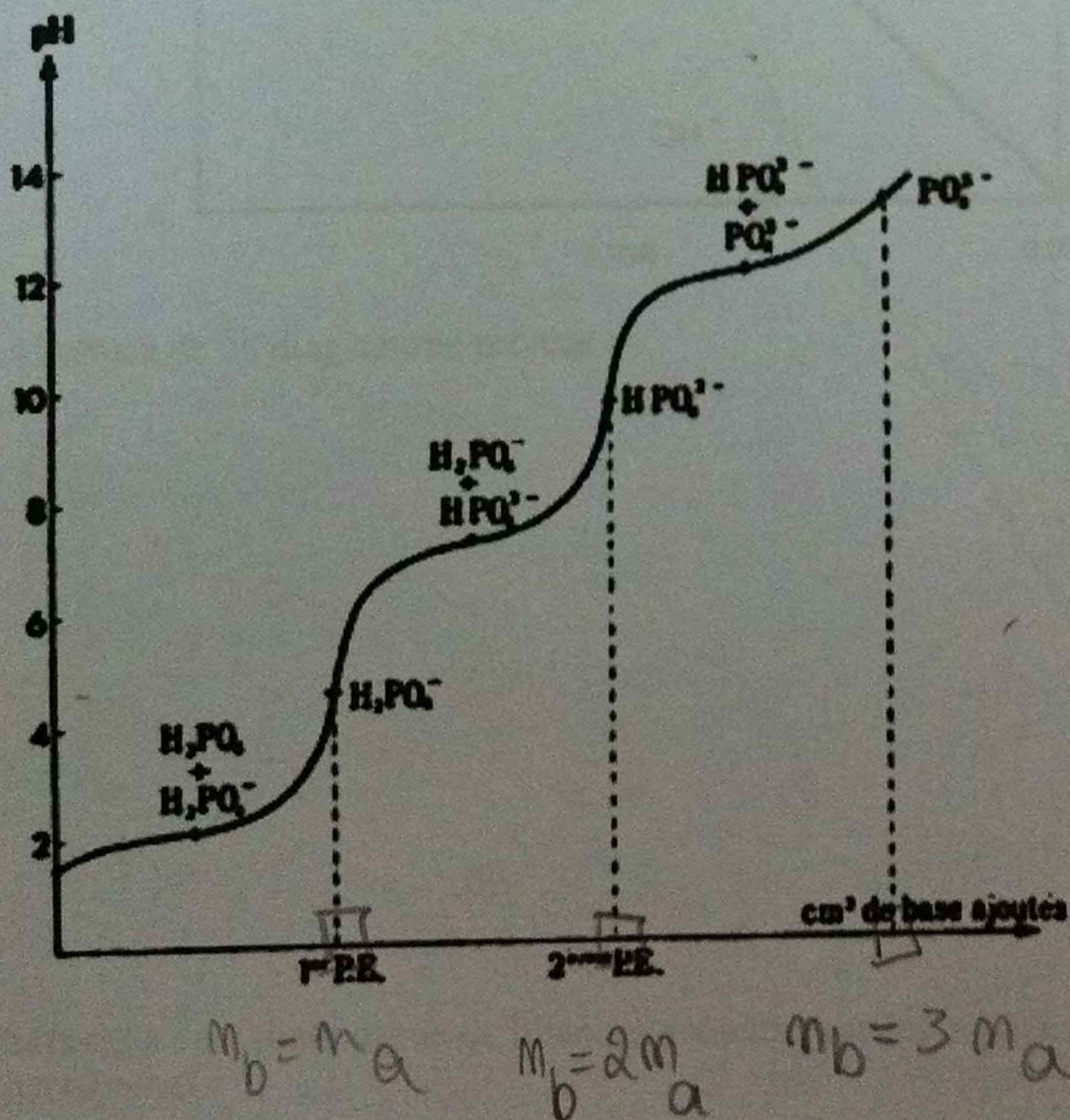
Evolution du pH lors de titrages d'acides polyfonctionnels & diagrammes de bilan correspondants.

a) Neutralisation de l'acide sulfureux H_2SO_3 1 M par NaOH 1 M

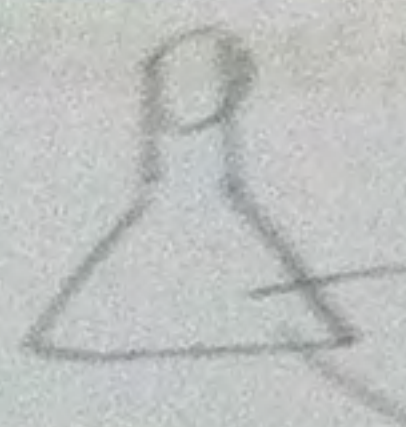
acide poly fonctionnel



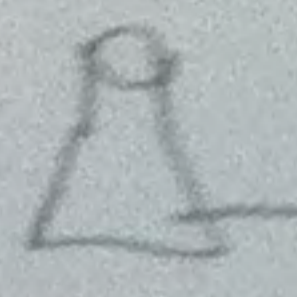
b) Neutralisation de l'acide phosphorique H_3PO_4 1 M par NaOH 1 M

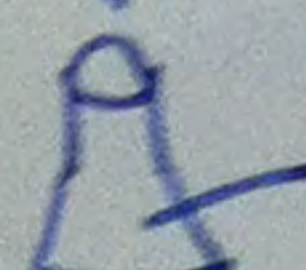


② $V_a = 0,02 \text{ l}$
 $C_a = 0,2 \text{ M}$ } $n_a = 0,004 \text{ mole}$

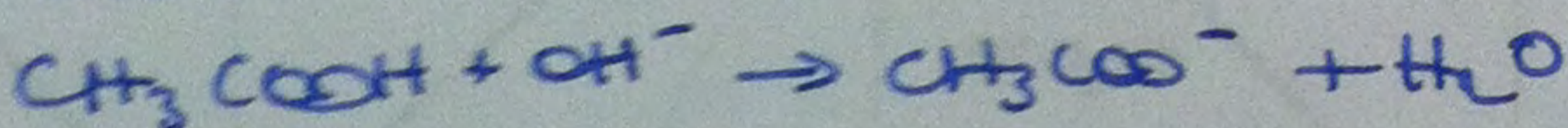
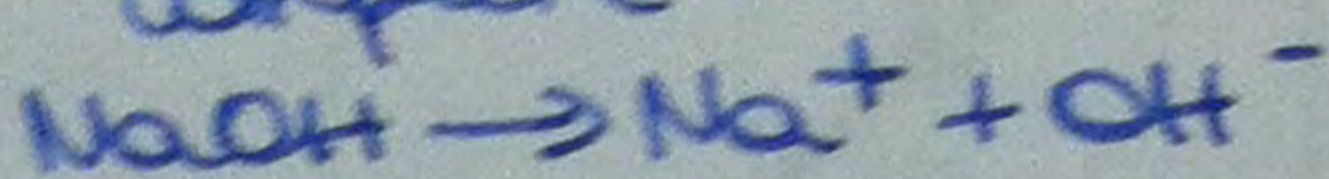
 $V_b = 0,07 \text{ l}$
 $C_b = ?$ } $C_b = \frac{0,004}{0,07}$
 $= 0,057 \text{ M}$

③ $V_a = 0,02 \text{ l}$
 $C_a = 0,4 \text{ M}$ } $n_a = 0,008 \text{ mole}$

 $V_b = 0,105 \text{ l}$
 $C_b = ?$ } $C_b = \frac{0,008 \cdot 2}{0,105}$
 $= 0,15 \text{ M}$

$\text{NaOH } C_b = 1,25 \text{ M}$
 $V_b = 1,2 \text{ ml}$
 CH_3COOH
 $C = ?$
 $V_a = 10 \text{ ml}$
 $C_a = 0,01 \text{ M}$

Réaction?



$K_c = \frac{K_a(\text{CH}_3\text{COOH})}{K_a(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{10^{-14}} = 1,8 \cdot 10^9 \text{ ok}$

ça doit être + grand que 10^3 .

NaOH

$50 \text{ g} \rightarrow 100 \text{ ml}$ solution.

$C_b = ?$

$n_{\text{NaOH}} = \frac{50 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,125 \text{ mol}$

$C_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} = \frac{0,125}{0,1} = 1,25 \text{ M}$

$C_0 = 1,25$
 $V_b = 1,2 = 0,0012$ } $m = C \cdot V$
 $= 1,25 \cdot 0,0012 = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$V_0 = 0,01$
 $n = 1,5 \cdot 10^{-3}$ } $C = \frac{n}{V}$
 $= \frac{1,5 \cdot 10^{-3}}{0,01}$
 $= 0,15 \text{ mol}$

Exercices numériques sur les titrages acide-base & sur les concentrations

- 1) Fais une représentation légendée du montage expérimental indispensable pour faire un titrage & une courbe pH.
- 2) Si 20 ml d'acide chlorhydrique 0,2 M réagissent avec 70 ml d'une solution d'hydroxyde de sodium, quelle est la molarité de cette solution d'hydroxyde de sodium ?
$$\cancel{1} \text{ HCl} + \cancel{1} \text{ NaOH} \rightarrow \cancel{1} \text{ NaCl} + \cancel{1} \text{ H}_2\text{O}$$
- 3) Si 20 ml d'acide sulfurique 0,4 M réagissent complètement avec 105 ml d'une solution d'hydroxyde de sodium, quelle est la molarité de cette solution d'hydroxyde de sodium ?
$$\cancel{1} \text{ H}_2\text{SO}_4 + \cancel{2} \text{ NaOH} \rightarrow \cancel{2} \text{ H}_2\text{O} + \cancel{1} \text{ Na}_2\text{SO}_4$$

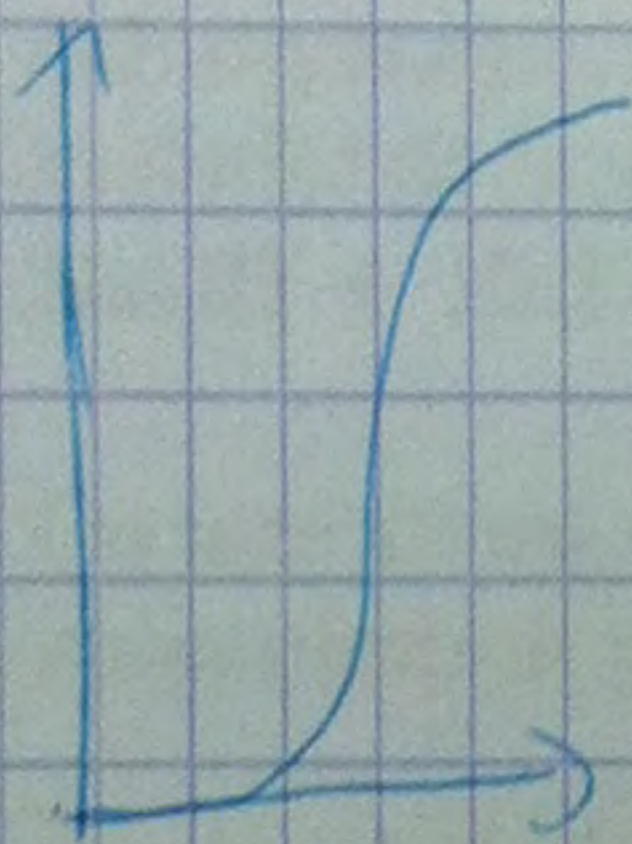
(Handwritten: x2 →)
- 4) On prépare une solution d'hydroxyde de sodium en dissolvant 8 g d'hydroxyde de sodium dans l'eau. On porte le volume à 100 cm³. Pour faire réagir 15 cm³ d'acide chlorhydrique, on emploie 10 cm³ de la solution d'hydroxyde de sodium. Quelle est la molarité de la solution d'acide chlorhydrique ?
$$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$$
- 5) On titre 10 ml d'une solution d'acide iodhydrique par 5,6 ml de NaOH 0,1 M. Calcule la concentration molaire et la concentration massique de la solution d'acide.
- 6) On titre 10 ml d'acide formique (HCOOH) par 10 ml de NaOH 1M. Calcule la concentration molaire et la concentration massique de la solution d'acide.
- 7) On dissout un comprimé de 630 mg d'aspirine BAYER (C₉H₈O₃) dans 10 ml d'eau. On titre la solution par 28 ml de NaOH 0,1 M.
 - a) Calcule le nombre de mole d'acide acétylsalicylique contenu dans le comprimé.
 - b) Calcule la masse d'acide acétylsalicylique présent dans le comprimé.
 - c) Calcule le pourcentage massique d'acide acétylsalicylique contenu dans le comprimé d'aspirine.
- 8) Quel est le titre, exprimé en mole par litre, d'une solution contenant
 - a) 49 g d' H₂SO₄ par litre de solution
 - b) 80 g de NaOH par litre de solution
- 9) Combien faut-il de gramme de NaOH pour préparer 0,25 litre d'une solution 0,1 molaire ?
- 10) Combien de ml de NaOH 1 M faut-il ajouter à 15 ml d'acide H₂SO₄ 0,5 M pour le neutraliser complètement ?
- 11) Combien de ml de NaOH 1 M faut-il pour neutraliser complètement 6,3 g de COOH-COOH.2H₂O (acide bifonctionnel) ?

CHIMIE

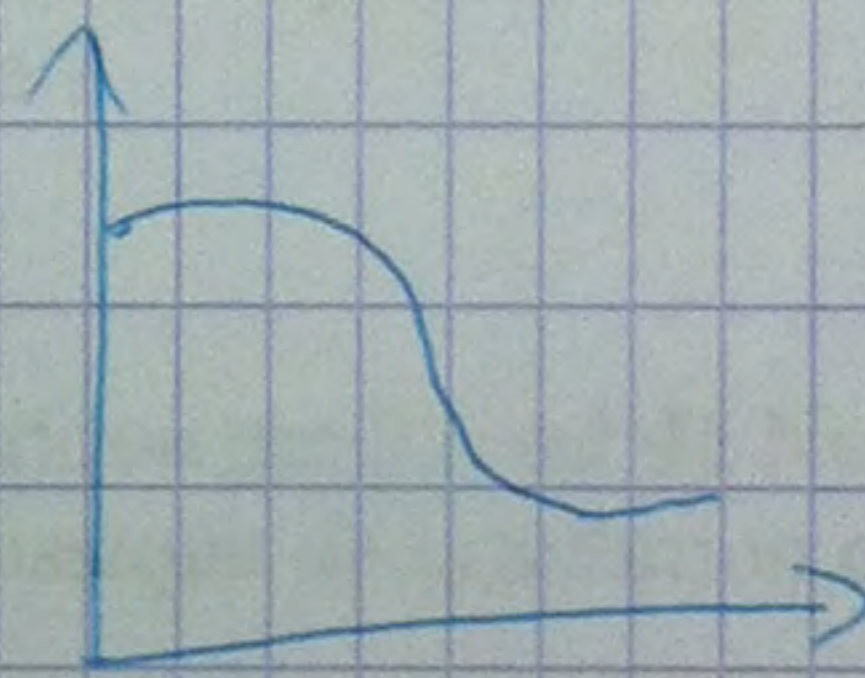
Le titrage est un processus expérimental qui permet de déterminer le titre d'une solution, c'est-à-dire sa concentration.

Le point atteint quand on ajoute suffisamment de titrant pour que la totalité de la substance à analyser réagisse est appelé point d'équivalence.

ACIDE

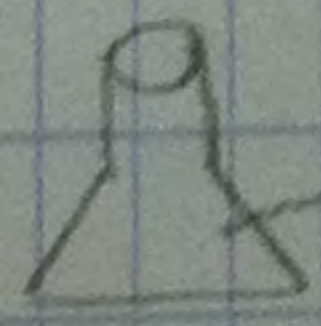


BASE



pg 196

① $V_a = 0,02 \text{ l}$
 $C_a = 0,2 \text{ M}$ } $m_a = 0,02 \cdot 0,2 = 0,004 \text{ mol}$


 $V_b = 0,07 \text{ l}$
 $C_b =$

$$m_a = m_b$$

$$0,004 = 0,07 \cdot C_b$$

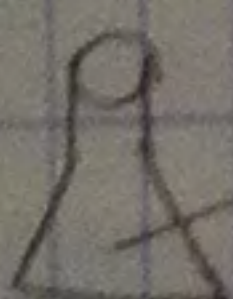
$$C_b = \frac{0,004}{0,07} = 0,057 \text{ M}$$

② $V_a = 0,02 \text{ l}$
 $C_a = 0,4 \text{ M}$ } $m_a = 0,02 \cdot 0,4 = 0,008 \text{ mol}$

 $V = 0,105 \text{ l}$

$$m_b = 2 m_a$$

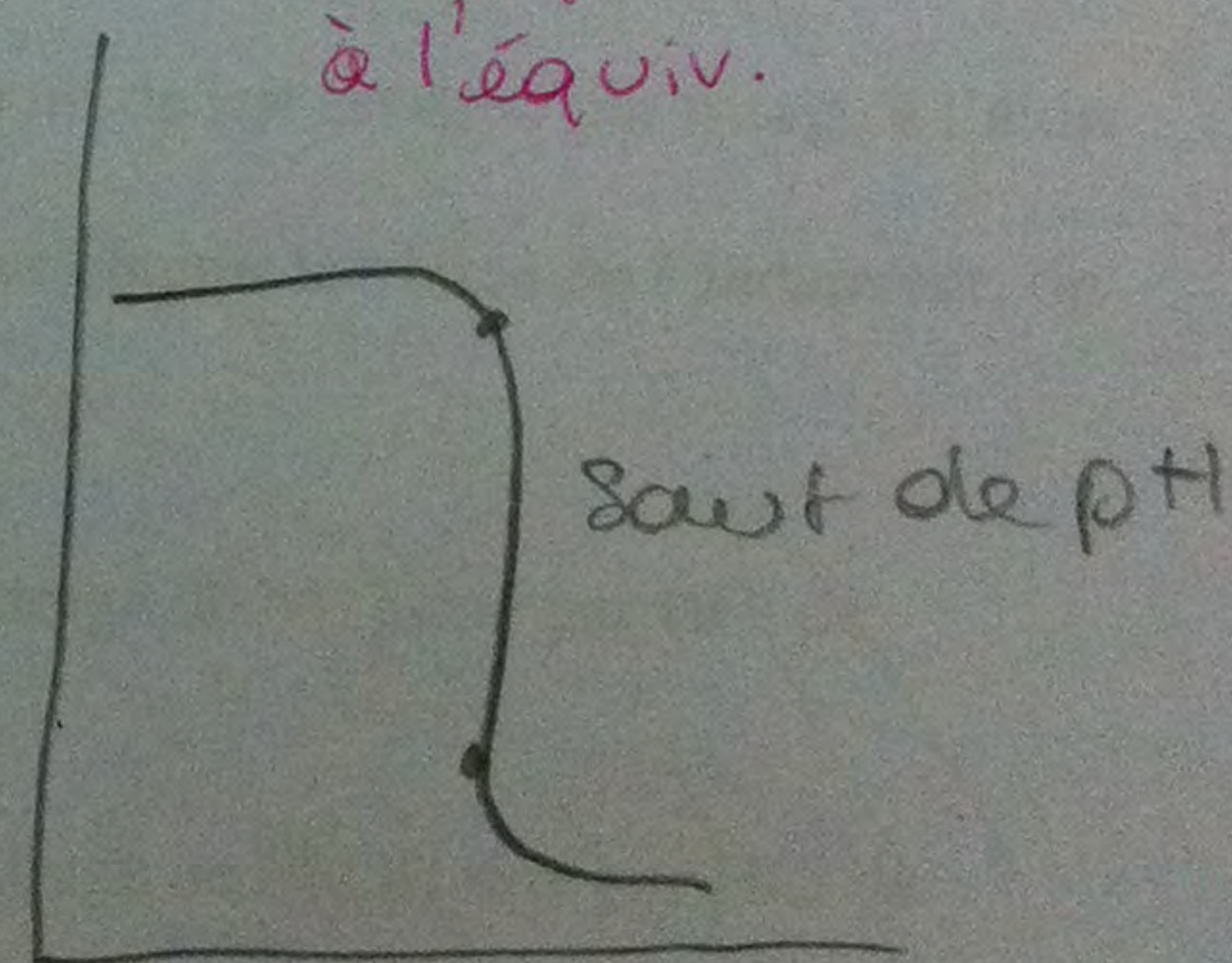
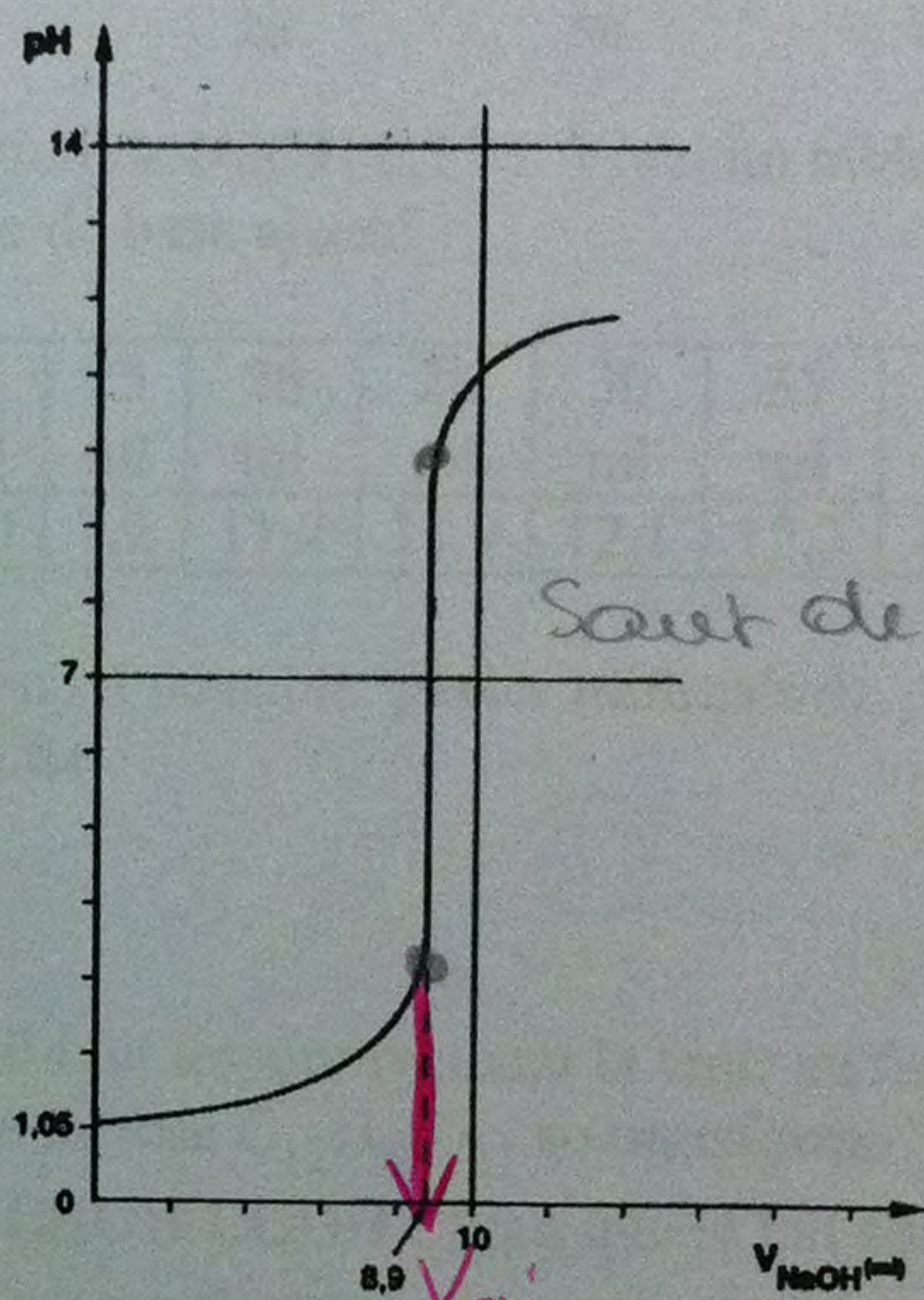
$$= \frac{0,016 \text{ mol}}{0,105} = 0,15 \text{ M}$$

④ 8 g
 H_2O

- 12) Une solution contient 5 g de NaOH par 100 ml ; 30 ml de cette solution neutralisent 20 ml d'une solution d'HCl de titre inconnu. Détermine la concentration molaire de la solution d'HCl.
- 13) 20 ml d'une solution d'HCl sont neutralisés par 37 ml d'une solution de NaOH 1 M. Quel volume de la solution d'HCl doit-on diluer pour obtenir 1 litre de solution 1M ?
- 14) On titre 10 ml d'acide formique (HCOOH) par 10,0 ml de NaOH 1 M.
- Calcule la concentration molaire de l'acide.
 - Calcule le pH au point d'équivalence.
 - Si on dispose de phénolphtaléine et de méthylorange, quel indicateur faut-il employer ? Justifie ta réponse.

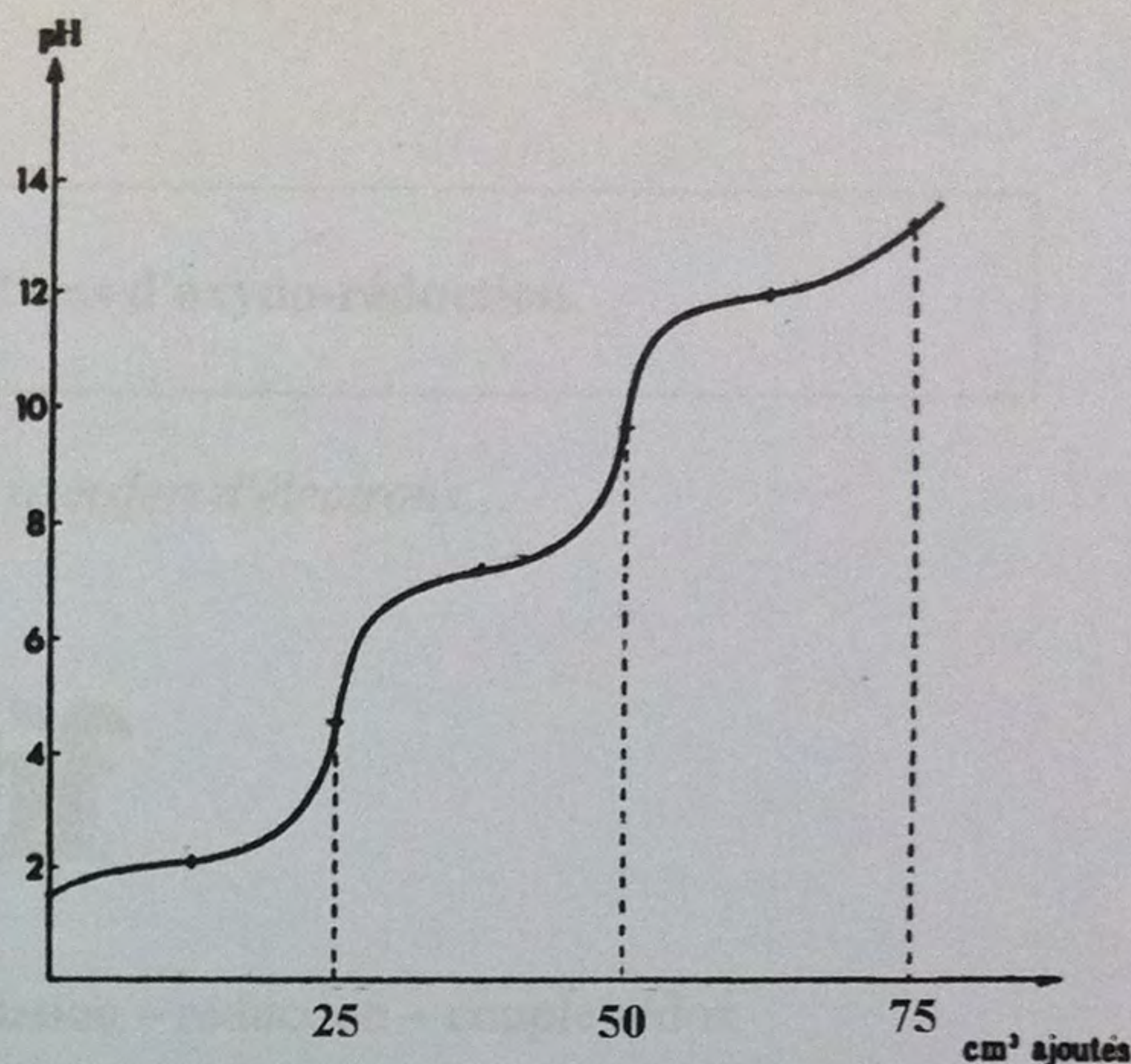
15) On titre 10 ml d'un acide par NaOH 0,1 M. La courbe expérimentale de pH est la suivante :

- L'acide est-il fort ou faible ? Justifie ta réponse.
- Quelle est sa concentration molaire ?
- Quel indicateur faut-il employer ? Justifie.



16) Voici la courbe pH réalisée lors d'un titrage.

- De quel type de titrage s'agit-il ?
- Sachant que la concentration de la solution titrante vaut 0,5 M, calcule la concentration de la solution dont 100 ml ont été titrés.

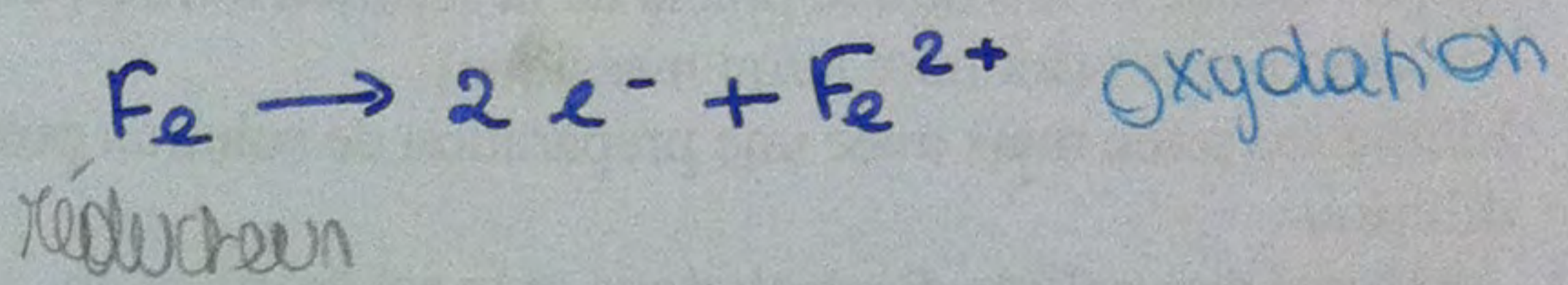
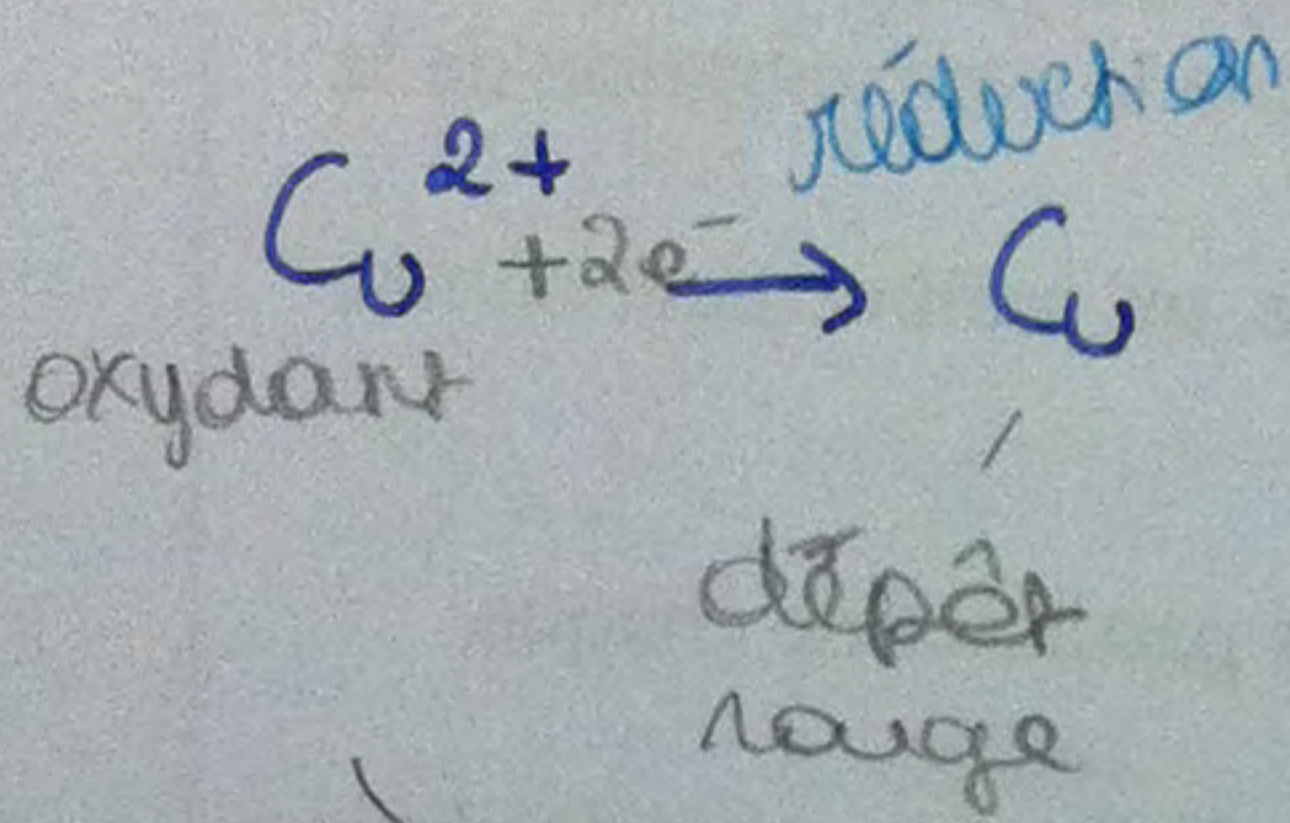
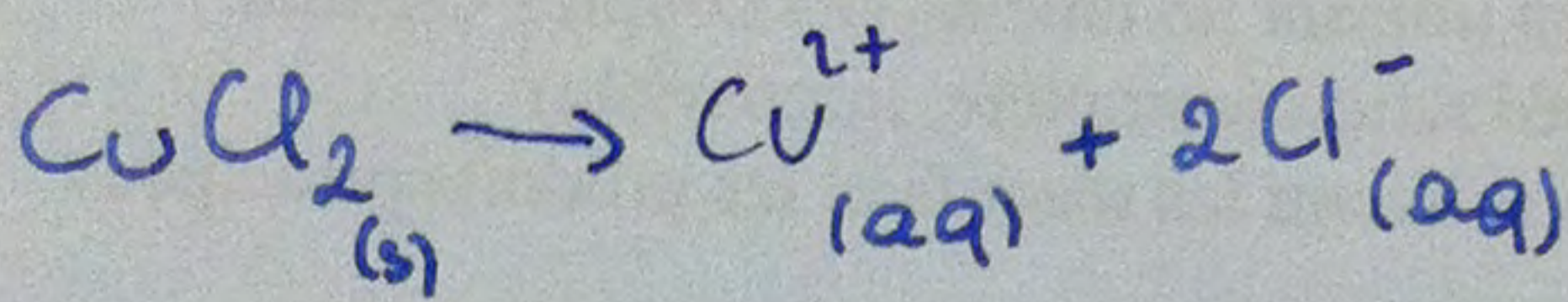
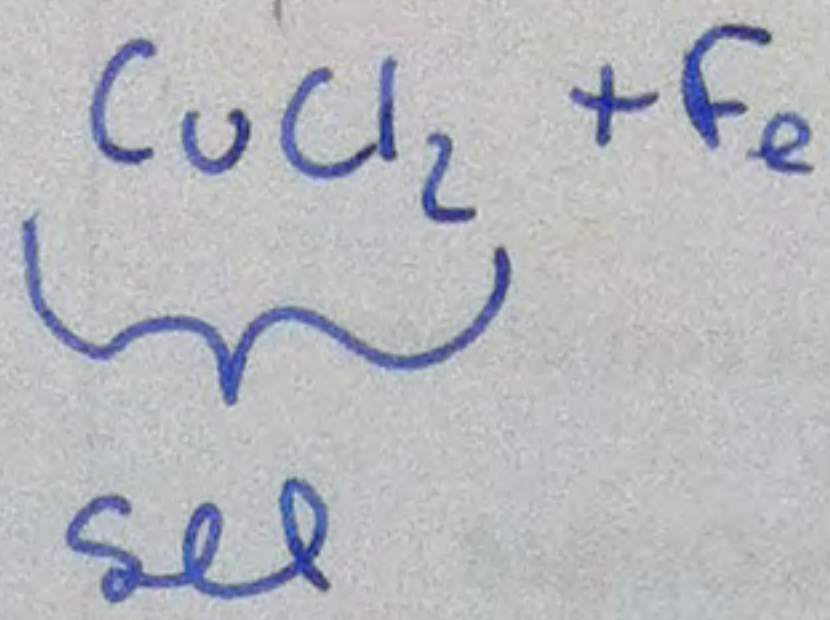


17) On dose 20 ml d'un acide faible HA par une solution de NaOH 0,1 M. Voici un tableau indiquant les valeurs de pH en fonction du volume de base ajouté.

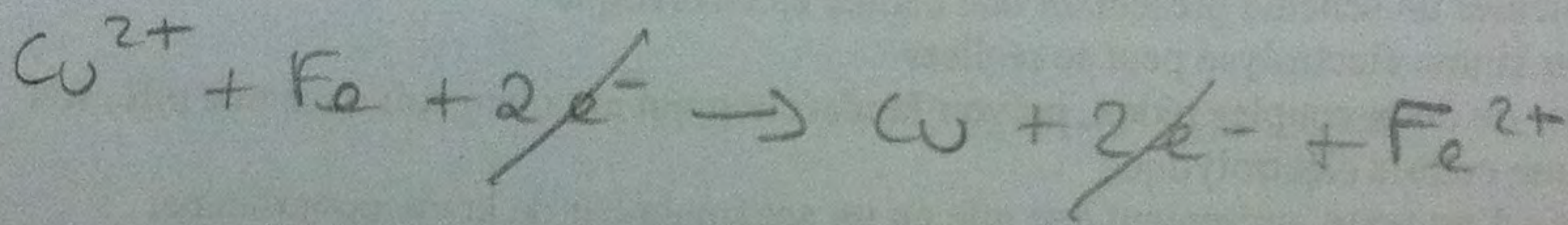
V NaOH	0 ml	1 ml	2 ml	3 ml	5 ml	10 ml	15 ml	20 ml	22 ml	24 ml	25 ml	26 ml	28 ml	30 ml	35 ml	40 ml
pH	2,8	3,3	3,7	3,9	4,2	4,5	4,9	5,3	5,6	6,0	7,2	11,2	11,9	12,1	12,3	12,4

- Trace la courbe de pH de ce titrage avec précision (si possible, papier millimétré)
 - Choisis un indicateur approprié à ce titrage. Justifie.
 - Détermine le pH à l'équivalence.
 - Calcule la concentration de l'acide.
- 20) Pour conserver le lait frais durant plusieurs jours, il faut impérativement le tenir au frais. En effet, suivant la température de conservation, le lactose $C_{12}H_{22}O_{11}$ se transforme plus ou moins rapidement en acide lactique ($CH_3-CHOH-COOH$). Pour que le lait soit consommable, il ne doit pas contenir plus de 5 grammes d'acide lactique par litre, car au-delà de cette valeur, le lait caille. L'acide lactique contenu dans un échantillon de 10 ml de lait est dosé par titrage à l'aide d'une solution de NaOH 0,1 M.
- Calcule la concentration en acide lactique si, pour obtenir le virage de l'indicateur, on a utilisé 5,7 ml de NaOH.
 - Est-ce que le lait est consommable ?
- 21) Construis et commente le diagramme de bilan du titrage de NH_3 titré par HCl de concentration connue 1 M.
- 22) Construis et commente le diagramme de bilan du titrage de NaOH titré par HCl de concentration connue 1 M

des réactions d'oxydo-réduction

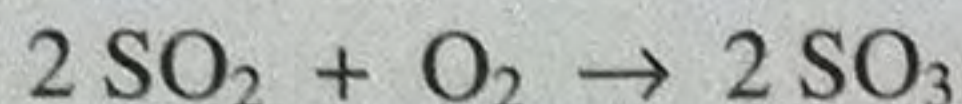
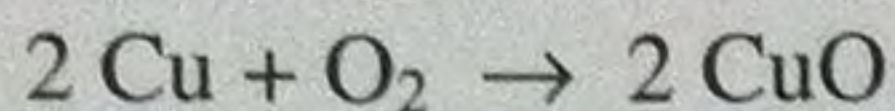


équations partielles

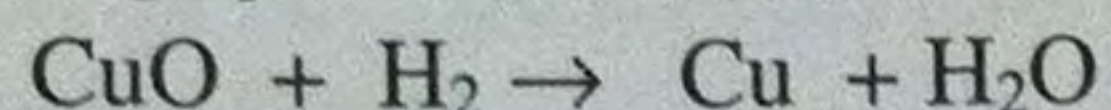
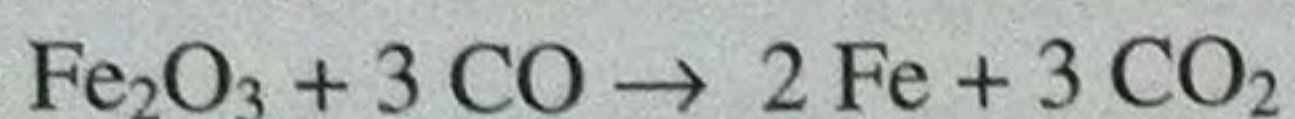


VI.1. Historique

Antérieurement, le terme "**oxydation**" désignait, de façon beaucoup plus restrictive, la combinaison d'un élément avec l'oxygène, pour former un oxyde.



La réaction inverse la "**réduction**" consistait à enlever l'oxygène d'un oxyde.



Les combinaisons avec l'oxygène ne constituent pas une catégorie à part de réactions. Ainsi le cuivre réagit de façon très comparable avec l'oxygène, le chlore, le soufre, etc.

Antérieurement, on utilisait donc séparément les mots oxyder et réduire !

VI.2. Définitions

VI.2.1. Expériences

Matériel

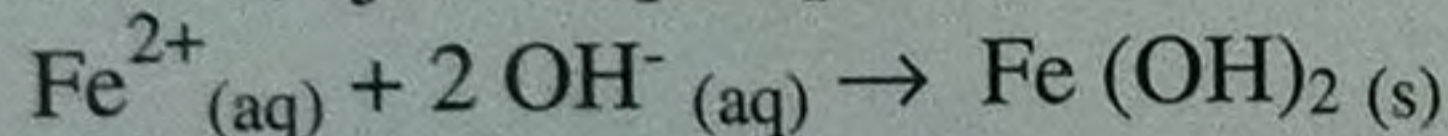
- 3 erlenmeyers de 100 ml
- 1 bouchon adéquat pour un erlenmeyer
- 2 tubes à essai

Solutions environ 0,1 mol/l de

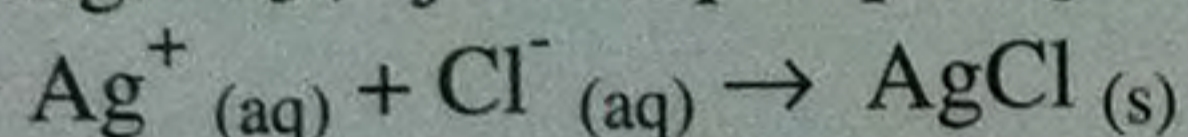
- CuCl_2
- NaOH
- AgNO_3
- FeCl_2

Test d'identification des ions Fe^{2+} et Cl^-

- A 5 ml de NaOH , ajouter quelques gouttes de FeCl_2 : apparition d'un précipité verdâtre.

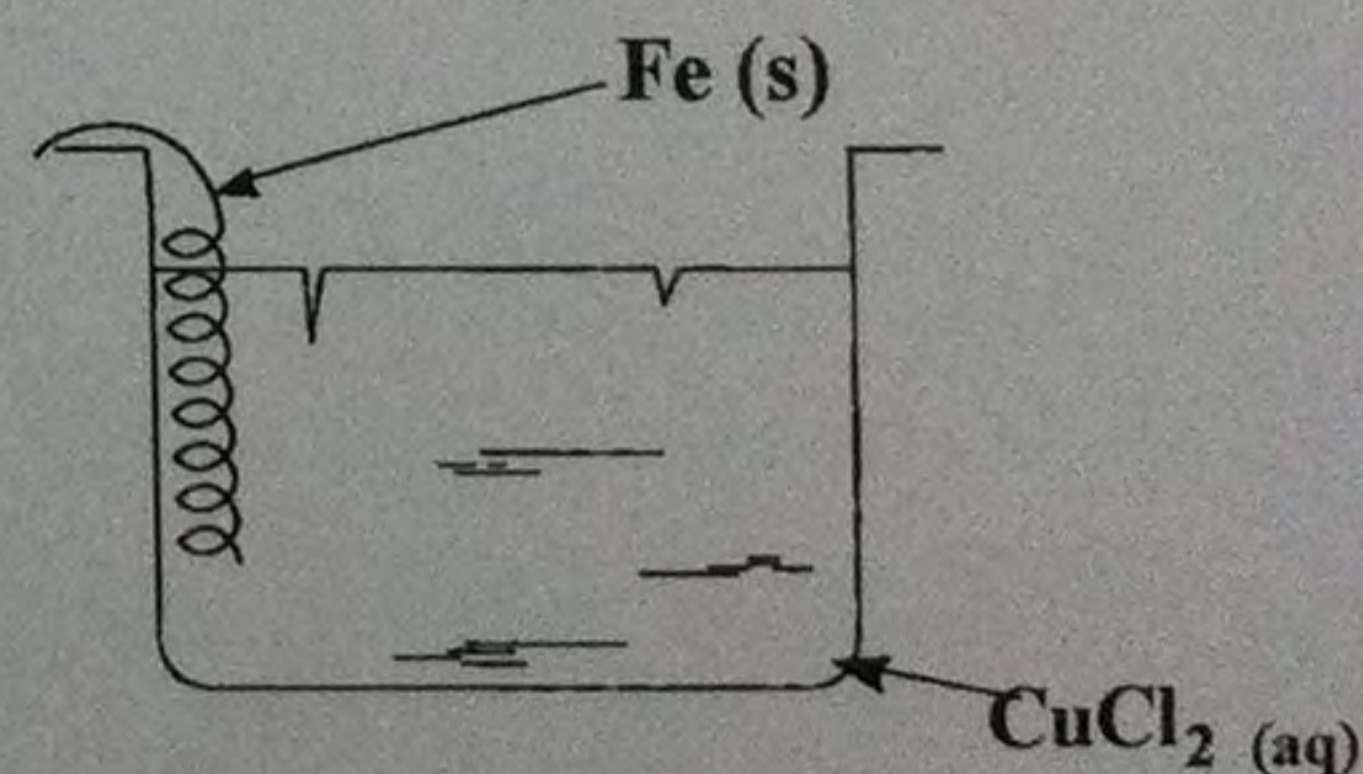


- A 5 ml de AgNO_3 , ajouter quelques gouttes de FeCl_2 : apparition d'un précipité blanc



Mode opératoire

- Dans un erlenmeyer de 100 ml, verser 90 ml de CuCl_2 0,1 M et ajouter environ 0,7 g de Fe (petits clous).
- Boucher et agiter pendant 2 minutes maximum.
- A 5 ml de NaOH , ajouter quelques gouttes de la solution surnageante.
- A 5 ml de AgNO_3 , ajouter quelques gouttes de la solution surnageante.



Observations

- Dépôt rouge autour du clou.
- Disparition de la couleur bleu.

Interprétation des observations

- La disparition de la coloration bleue (due à la présence d'ions Cu^{2+}) s'explique par le fait que les ions Cu^{2+} se transforment en $\text{Cu}_{(s)}$ qui forme un dépôt rouge spongieux sur le $\text{Fe}_{(s)}$.
- Le précipité verdâtre formé est identique à celui obtenu au cours du test d'identification des ions Fe^{2+} .
Des ions Fe^{2+} sont donc apparus dans la solution : ils proviennent de la transformation du $\text{Fe}_{(s)}$ en Fe^{2+} . Ce sont les ions Fe^{2+} qui sont responsables de la coloration vert clair de la solution finale.
- Le précipité blanc formé est identique à celui obtenu au cours du test d'identification des ions Cl^- .
Une analyse quantitative montrerait aussi que tous les ions Cl^- initiaux se retrouvent dans la solution finale : les ions Cl^- sont donc des ions spectateurs.

Conclusion

Au cours de cette expérience, les espèces réactionnelles $\text{Fe}_{(s)}$ et $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ se sont transformées respectivement

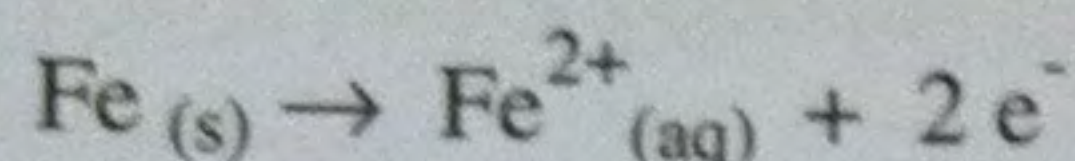
en $\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$ et $\text{Cu}_{(s)}$:

- $\text{Fe}_{(s)}$ devient $\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$
- $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ devient $\text{Cu}_{(s)}$

VI.2.2. Définition de l'oxydation et de la réduction

Définition de l'oxydation

Des atomes de Fe se sont transformés en ions Fe^{2+} : ce phénomène ne peut se concevoir que par la perte de $2 e^-$ par chaque atome Fe :

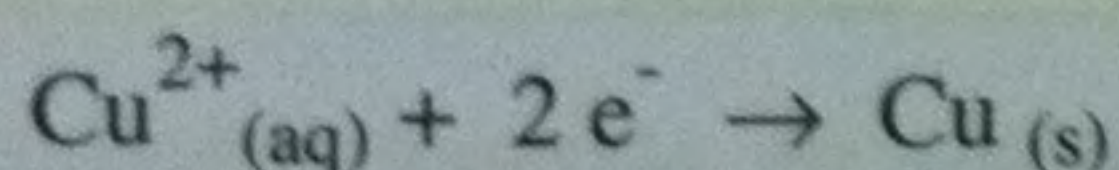


Les chimistes disent que le fer (Fe) s'est oxydé en Fe^{2+}

Une **oxydation** est une réaction au cours de laquelle un réactif perd un ou plusieurs électrons.

Définition de la réduction

Des ions de Cu^{2+} se sont transformés en atomes Cu : ce phénomène ne peut se concevoir que par la capture de $2 e^-$ par chaque ion Cu^{2+} :



Les chimistes disent que les ions Cu^{2+} se sont réduits en Cu.

Une **réduction** est une réaction au cours de laquelle un réactif capte un ou plusieurs électrons.

VI.2.3. Définition de l'oxydant et du réducteur

Le réactif qui capte un ou plusieurs électrons (e^-) est appelé **oxydant**.

Exemple : Cu^{2+}

(Le corps qui subit la réduction est l'oxydant.)

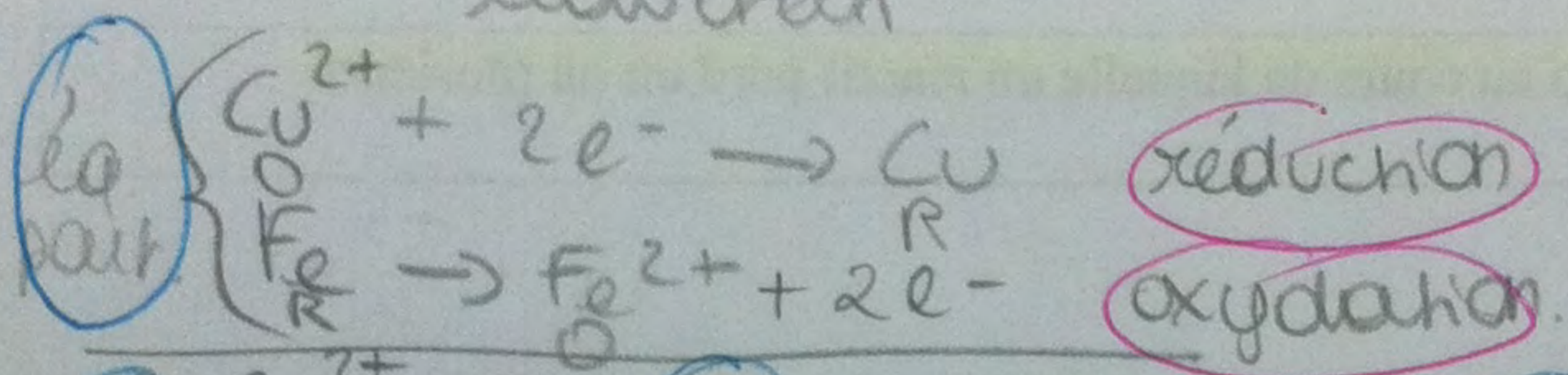
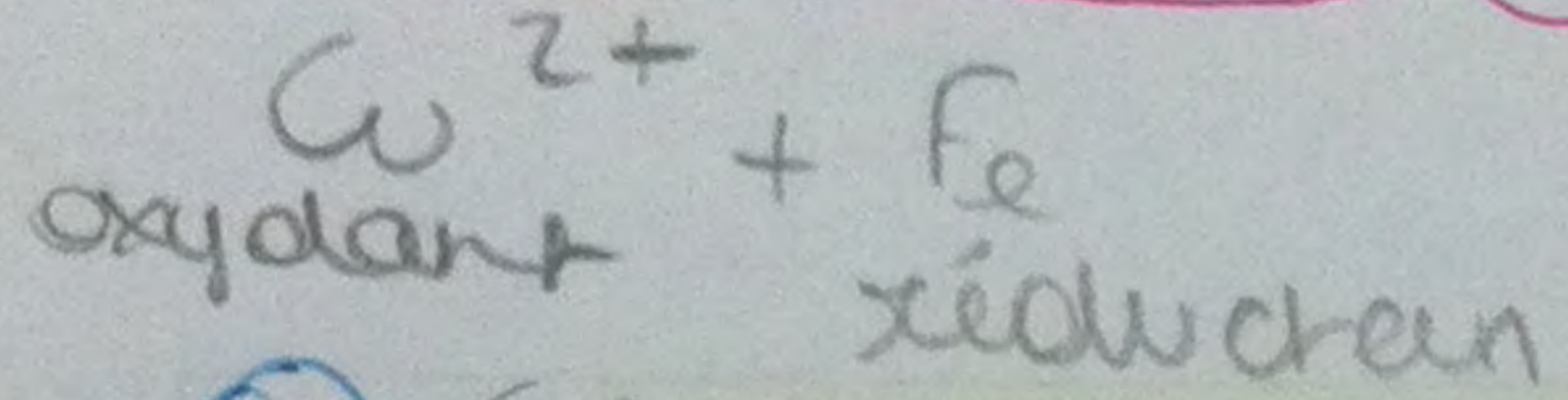
Le réactif qui perd un ou plusieurs électrons (e^-) est appelé **réducteur**.

Exemple : Fe

(Le corps qui subit l'oxydation est le réducteur.)

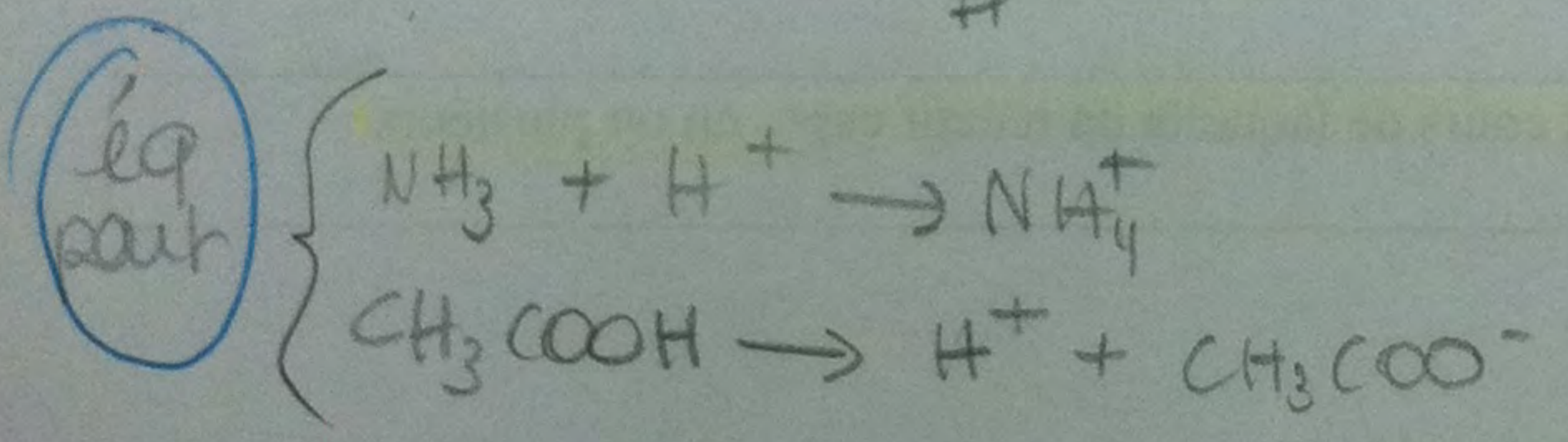
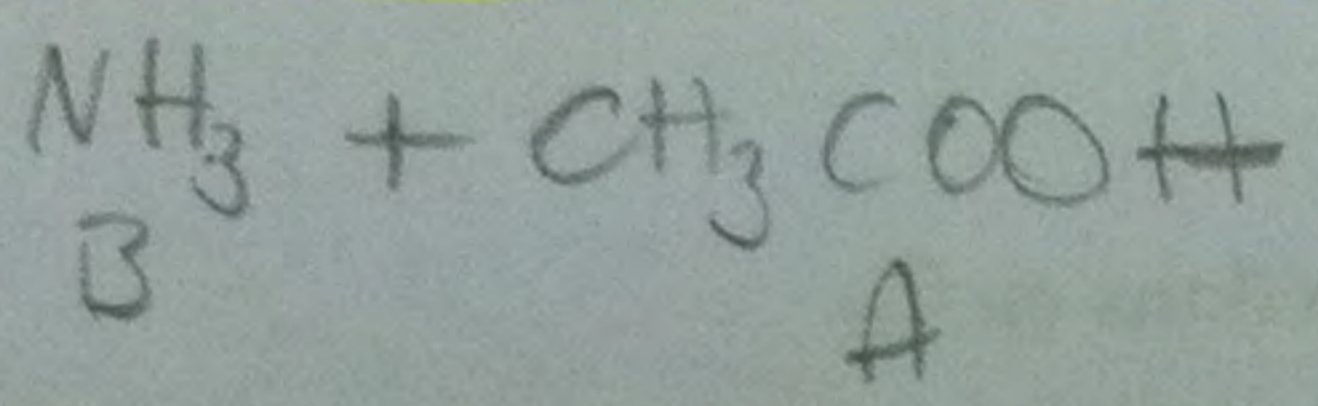
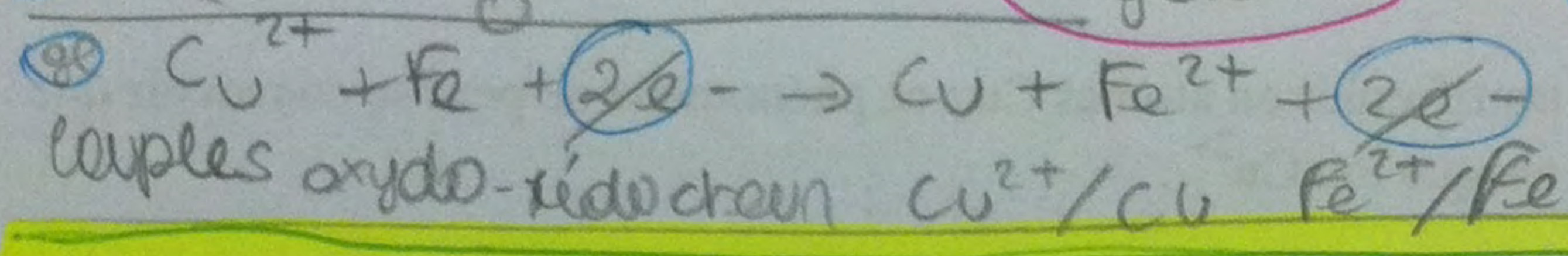
Une réaction acide-base est une réaction au cours de laquelle il y a un transfert d'un H⁺ de l'acide vers la base.

Une réaction d'oxydo-réduction est une réaction au cours de laquelle il y a un transfert d'un à plusieurs e⁻ du réducteur vers l'oxydant.

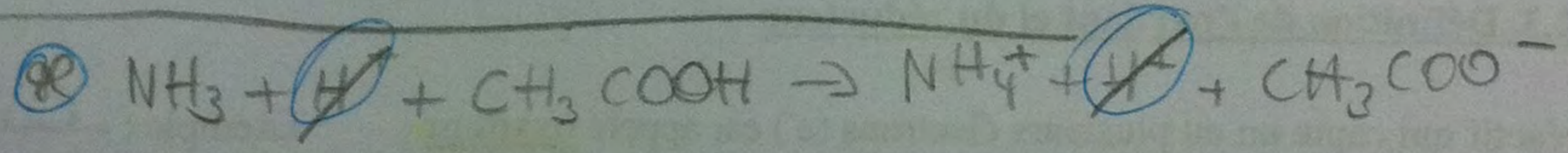


réduction
oxydation

simultanées dépendantes.



sim. dep.



couples NH_4^+/NH_3
 CH_3COOH/CH_3COO^-

classement acide/base.

Acide₁/Base₁ → plus fort.
A₂/B₂
A₃/B₃

$> 10^3 \rightarrow$
 $< 10^{-3} \leftarrow$
entre 10^{-2} et $10^3 \rightleftharpoons$

E₀ (pg 228)

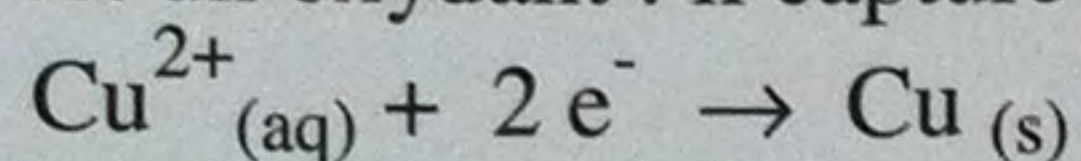
Ox₁/Red₁
Ox₂/Red₂
Ox₃/Red₃

Oxydant le plus fort est dans les réactifs → et oxydant le plus fort est dans les produits ←

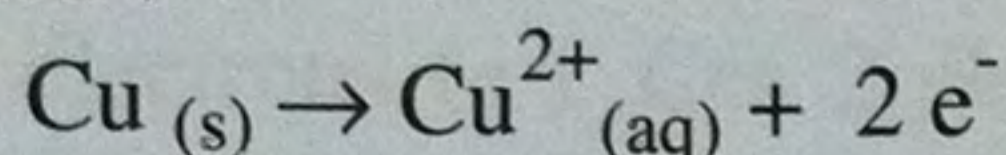
VI.2.4. Couples d'oxydo-réduction ou couple rédox

Au cours des deux expériences décrites au point VI.2.1, nous avons observé que dans certaines conditions :

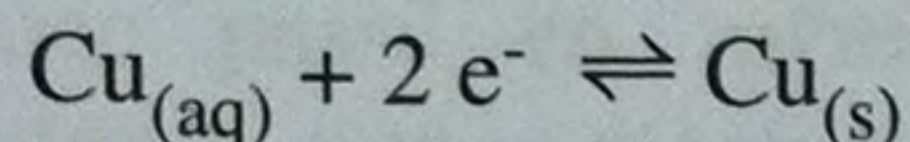
- $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ est un oxydant : il capture $2 e^-$ au cours de la réaction :



- Mais dans d'autres circonstances, Cu est un réducteur : il perd alors $2 e^-$ au cours de la réaction :



La réaction est donc possible dans les deux sens. Pour traduire ces deux possibilités, nous écrirons :



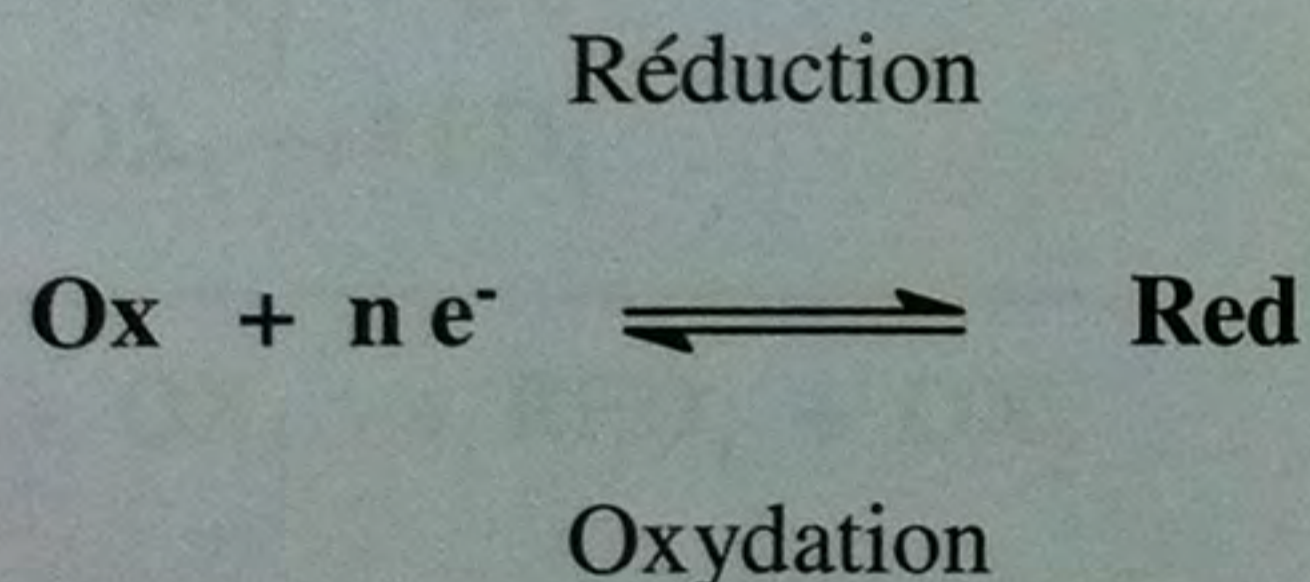
On dit que :

- $\text{Cu}_{(\text{s})}$ est le réducteur **conjugué de** l'oxydant $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ et vice-versa

- $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ et $\text{Cu}_{(\text{s})}$ forment un ensemble d'un oxydant et d'un réducteur conjugué.

L'ensemble, oxydant et réducteur conjugué, s'appelle **couple oxydo-réducteur** ou **couple rédox**. On note Cu^{2+}/Cu où par convention, on écrit à gauche du trait oblique l'oxydant et à droite le réducteur.

D'une manière générale, en représentant par Ox l'oxydant et par Red le réducteur conjugué, on peut écrire :



où $n e^-$ est le nombre d' e^- mis en jeu au cours de la réaction.

Equations partielles.

- ① "qui" se transforme en "qui".
- ② Pondérer l'atome étudié.
- ③ On rajoute les électrons.
- ④ Egaliser le nombre d' e^- .
- ⑤ Equation globale ionique.
- ⑥ Balancer les e^- .

VI.3. Les réaction d'oxydo-réduction

VI.3.1. Définition et écriture des réactions d'oxydo-réduction

Définition d'une réaction d'oxydo-réduction

Au cours de l'expérience réalisée précédemment, des ions de Cu^{2+} se sont réduits en atome de Cu en capturant chacun 2 électrons (e^-). Ces 2 électrons proviennent des atomes de Fe qui, eux, se sont oxydés en ions Fe^{2+} .

Il s'est donc passé **en même temps** et de façon **interdépendante** une « réaction » de réduction et une « réaction » d'oxydation. Une oxydation ne peut donc jamais se réaliser s'il n'y a pas une réduction et inversement ! (Attention au langage courant !) Considérer séparément l'oxydation et la réduction revient à applaudir d'une seule main !

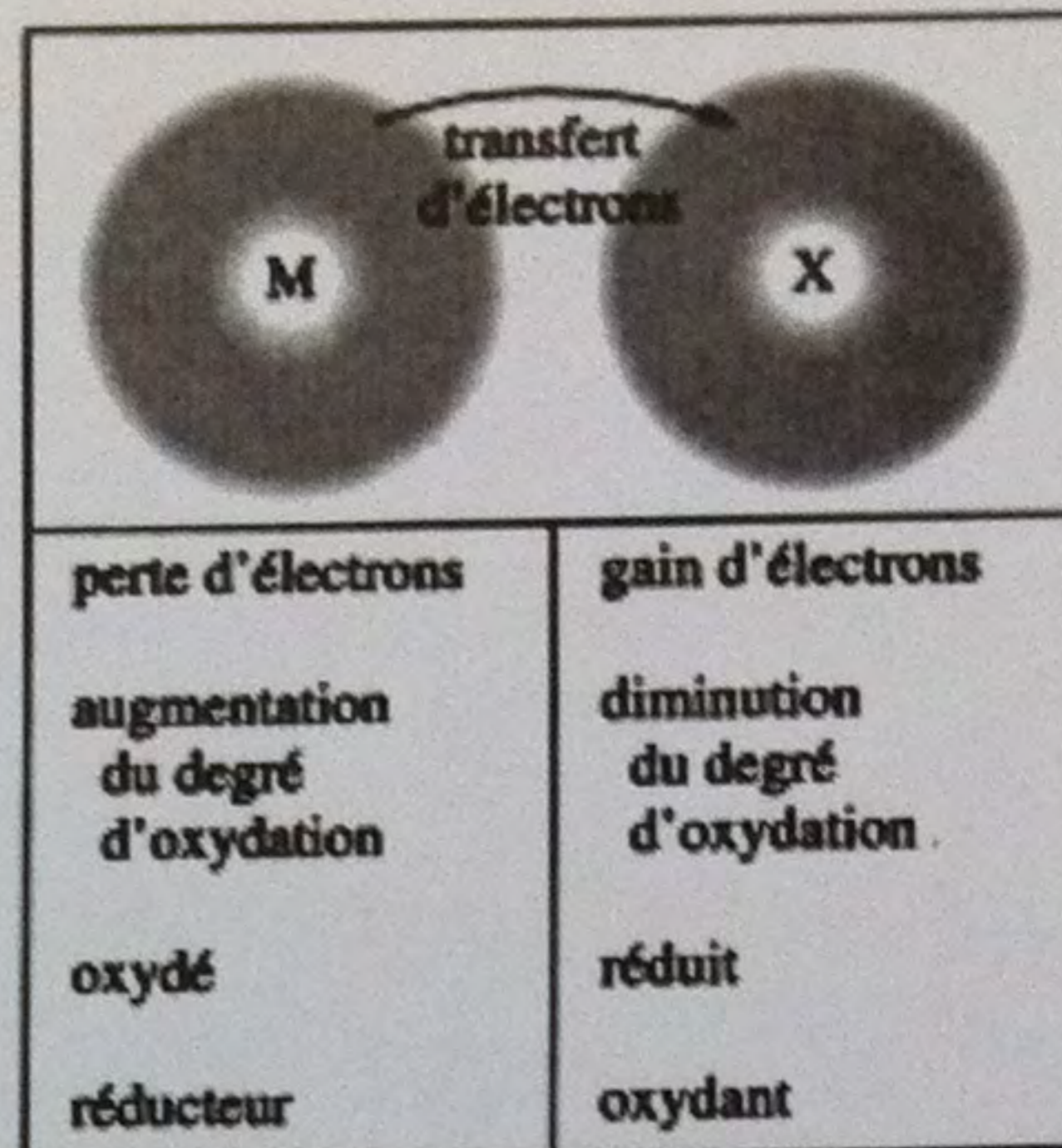
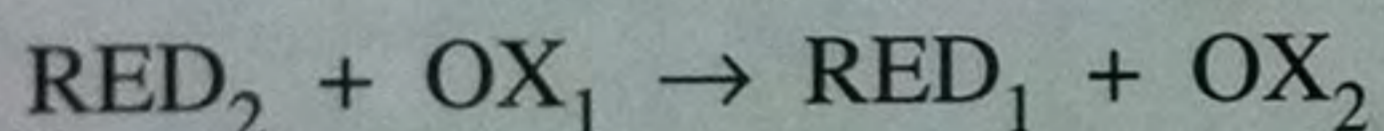
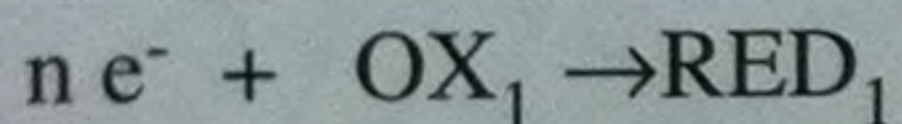
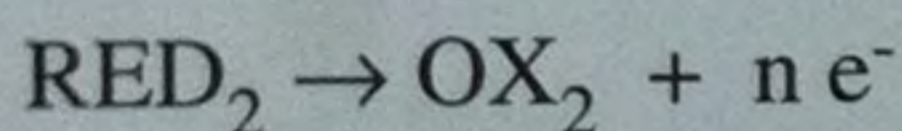


Schéma d'une réaction d'oxydo-réduction, dans laquelle M est oxydé et X est réduit.

Une **réaction d'oxydo-réduction** (ou *réaction rédox*) est une réaction au cours de laquelle il y a transfert d'un ou plusieurs électrons entre un réducteur (qui perd ces électrons) et un oxydant (qui capte ces électrons).



Écriture d'une réaction d'oxydo-réduction

Comme pour les équations acide-base, on peut écrire pour chaque réaction rédox une équation ionique ou moléculaire.

Quelques exemples :

