

Réactions acide-base en solution aqueuse



	1
1 Rappels : Loi d'action de masse	2
1.1 Définitions d'un équilibre chimique	2
1.2 Loi d'action de masse	2
1.3 Activités en solutions aqueuses diluée	2
2 Application aux équilibres acido-basiques	3
2.1 Définitions de Brønsted	3
2.2 Vocabulaire	4
2.3 Couple Acide-Base	5
2.4 Réaction acide-base	5
3 Le solvant : l'eau	5
4 pH des solutions aqueuses	6
4.1 Définition	6
4.2 Mesure du pH	6
4.3 pH du solution aqueuse	7
5 Forces des acides et des bases - Constante d'acidité	7
5.1 Acides et bases fortes	7
5.2 Constante d'acidité	7
5.3 Domaines de prédominance	8
6 Prévion d'une réaction acide-base - Réaction Prépondérante	9
6.1 Représentation graphique	9
6.2 Prévion des réactions acide-base	10
6.3 Composition finale d'un mélange	10

7	Calcul du pH d'une solution	11
7.1	Position du problème et idées fondamentales	11
7.2	Méthode de la réaction prépondérante	11
7.3	Précision sur le pH	12
7.4	Les cas usuels	14
8	Réaction de neutralisation - Application aux dosages	18
8.1	Titration d'acide fort par une base forte	18
8.2	Titration : acide faible / base forte	21

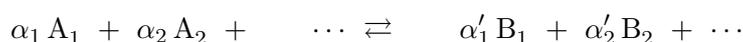
1. Rappels : Loi d'action de masse

1.1. Définitions d'un équilibre chimique

De nombreuses réactions chimiques sont renversables, c'est à dire que les produits formés peuvent réagir entre eux pour redonner les produits de départ. Les deux réactions opposées et simultanées aboutissent finalement à un état d'équilibre où toutes les espèces concernées coexistent et la composition macroscopique du système n'évolue plus dans le temps. On parle alors d'équilibre chimique symbolisé par la double flèche \rightleftharpoons

1.2. Loi d'action de masse

La thermodynamique permet de montrer que les équilibres chimiques sont régis par la loi d'action de masse qui pour s'écrit pour l'équilibre :



$$K(T) = \frac{(a'_1)^{\alpha'_1} \times (a'_2)^{\alpha'_2} \times \dots}{(a_1)^{\alpha_1} \times (a_2)^{\alpha_2} \times \dots}$$

Les a_i et a'_j sont les activités des réactifs et des produits à l'équilibre. $K(T)$ est une fonction de la température seulement. A température fixée on l'appellera constante d'équilibre et on la notera K .

1.3. Activités en solutions aqueuses diluée

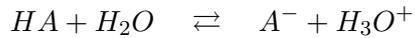
L'activité caractérise le comportement d'une espèce chimique dans un contexte thermodynamique. Soit A_i une espèce chimique et a_i son activité dans une solution donnée :

	Activité
Solvant	1
Soluté	$\frac{C_i}{C_{\text{ref}}}$
Gaz dissous	$\frac{P_i}{P_{\text{ref}}}$
Corps solide	1

où $C_{\text{ref}} = 1 \text{ mol/L}$, P_i est la pression partielle de l'espèce exprimée en bar et $P_{\text{ref}} = 1 \text{ bar}$.

2.1.3. Acide Faible

Un acide faible est un acide pour lequel la réaction sur l'eau n'est que partielle :



D'après la loi d'action de masse, cet équilibre est caractérisé par la constante :

$$K_A = \frac{a_{A^-} \times a_{H_3O^+}}{a_{HA} \times a_{H_2O}} = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$$

K_A est la constante d'acidité du couple AH/A^- .

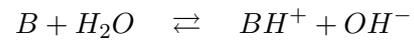
On définit aussi

$$pK_A = -\log_{10} K_A$$

L'acide HA est d'autant plus fort que son pK_A est petit.

2.1.4. Base faible

Une base faible est une base pour laquelle la réaction sur l'eau n'est que partielle :



D'après la loi d'action de masse, cet équilibre est caractérisé par la constante :

$$K_B = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

K_B est la constante de basicité du couple BH^+/B .

On définit aussi

$$pK_B = -\log_{10} K_B$$

La base B est d'autant plus forte que son pK_B est petit.

Application 2

Quelques exemples :

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

2.2. Vocabulaire

- Un acide qui ne peut libérer qu'un proton est un **monoacide**.
- Un acide qui peut libérer plusieurs protons est appelé **polyacide**.
- Une base qui ne peut capter qu'un proton est une **monobase**.
- Une base qui peut capter plusieurs protons est appelé **polybase**.
- Une espèce qui peut libérer ou capter un proton est un **ampholyte**.

Exemple

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

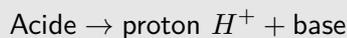
.....

.....

.....

2.3. Couple Acide-Base

A tout acide correspond une base conjuguée et réciproquement, selon le schéma suivant :



On note un **couple acide-base** : acide / base. On aura donc dans le cas général AH/A^- ou BH^+/B . L'acide et la base d'un même couple sont dits **conjugués**.

Remarque : Un proton H^+ n'existe pas à l'état libre en solution : il est fixé par une molécule d'eau pour donner l'ion hydronium (ou oxonium) H_3O^+ .

Un acide ne perdra donc un proton que si une base est présente pour le "recueillir".

2.4. Réaction acide-base

Une **réaction acido-basique** (ou réaction acide-base) est donc un **échange de proton** entre un donneur de proton (forme acide d'un couple 1) et un accepteur de proton (forme basique d'un couple 2) :

A défaut d'une base ou d'un acide spécifique, ce sera le solvant qui jouera ce rôle :



réaction mettant en jeu les couples HA_1/A_1^- et H_3O^+/H_2O



réaction mettant en jeu les couples HA_2/A_2^- et H_2O/OH^-

3. Le solvant : l'eau

L'eau est un **ampholyte** :



D'où la **réaction d'autoprotolyse** de l'eau :



Cet équilibre traduit le transfert d'un proton d'une molécule d'eau à une autre et apparaît comme le résultat de l'interaction des deux couples H_3O^+/H_2O et H_2O/OH^- . Il est caractérisé par la constante d'équilibre **K_e** . La relation traduisant cet équilibre est :

$$K_e = \dots\dots\dots$$

Comme H_2O est le solvant en large excès, son activité vaut donc 1.

Cette constante d'équilibre, appelé **produit ionique de l'eau**, ne dépend que de la température.

$$K_e = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14} \quad \text{à } 25^\circ\text{C}$$

On définit également le $pK_e = -\log_{10}K_e = \dots$ à 25°C .

• **Relation entre pK_A et pK_B d'un même couple acide-base : AH/A^- :**

$$K_A = \dots \quad K_B = \dots \quad \Rightarrow \quad K_A \cdot K_B = K_e$$

• **pK_A et pK_B de l'eau** $H_2O + H_2O \rightarrow H_3O^+ + OH^-$

$$K_B = \dots \quad \text{d'où} \quad pK_B(H_3O^+/H_2O) = 14 \quad \Rightarrow \quad pK_A(H_3O^+/H_2O) = 0$$

De même on montre que $pK_A(H_2O/OH^-) = 14$

• **Effet de nivellement du solvant :**

◇ d'après les définitions d'un acide fort et d'une base forte, H_3O^+ est l'acide le plus fort qui puisse exister en solution aqueuse et OH^- est la base la plus forte qui puisse exister en solution aqueuse.

◇ L'échelle d'acidité est donc limitée. Seuls les couples pour lesquels $0 \leq pK_A \leq 14$ peuvent être différenciés en solution aqueuse.



4. pH des solutions aqueuses

4.1. Définition

Définition

Toute solution aqueuse peut être caractérisée par son pH (potentiel hydrogène) : pour une solution diluée :

$$pH = -\log_{10}[H_3O^+]$$

expression pour laquelle la concentration est nécessairement exprimée en mol.L^{-1} .

Le pH d'une solution caractérise donc la concentration en ions hydroniums d'une solution aqueuse.

4.2. Mesure du pH

Différents moyens existent pour mesurer le pH d'une solution : le pH-mètre, les indicateurs colorés, le papier pH.



Dans la pratique, l'échelle de pH réellement utilisable est plus réduite. Le pH se mesure en effet à l'aide d'une électrode de verre et d'une électrode de référence (voir TP). La réponse de l'électrode de verre n'est fiable que si le pH est environ compris entre 1 et 12.

4.3. pH du solution aqueuse

Le pH de l'eau pure à 25 °C vaut donc : $pH = -\log(10^{-7}) = 7$. Cette valeur définit une **solution neutre**.

On distingue les domaines suivants :

- La solution est neutre si
- La solution est acide si
- La solution est basique si

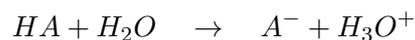


Il ne faut pas confondre un "acide " (donneur de proton) et une "solution acide" ($pH < 7$ et $[H_3O^+] > [OH^-]$).

5. Forces des acides et des bases - Constante d'acidité

5.1. Acides et bases fortes

Un acide fort en solution aqueuse correspond à une réaction d'hydrolyse totale :



Un acide fort est donc totalement converti en ion H_3O^+ dans l'eau.

H_3O^+ est l'acide le plus fort qui puisse exister dans l'eau.

De la même façon :

OH^- est la base la plus forte qui puisse exister dans l'eau.

L'eau ne permet pas de comparer la force des acides forts ni des bases fortes : leurs forces sont nivelées par le solvant.

5.2. Constante d'acidité

Définition

La **constante d'acidité** notée K_a du couple est la constante de l'équilibre **correspondant à la réaction de l'acide sur l'eau** :



$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

$$pK_a = -\log K_a$$

K_a est une constante sans dimension ne dépendant que de la température.

On constate que plus K_a est grand, plus $\log(K_a)$ est, donc pK_a est

Un acide est d'autant plus fort que sa dissociation est totale dans l'eau, donc :

Un acide est d'autant plus fort que son K_a est grand et donc que son pK_a est petit

La seule donnée des constantes d'acidité suffit donc pour caractériser la force d'un couple acide-base.

5.3. Domaines de prédominance

Soit la réaction : $HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$.

Une fois l'équilibre chimique atteint dans une solution où le couple HA/A^- est présent : $K_a = \dots\dots\dots$

$$\Rightarrow pH = \dots\dots\dots$$

Ainsi :

→ si $pH > pK_a$, alors $\dots\dots\dots$

→ si $pH < pK_a$, alors $\dots\dots\dots$

Diagramme de prédominance :

Dans toute la suite, on admettra qu'**une espèce prédomine devant l'autre si sa concentration est au moins 10 fois plus grande que celle de l'autre espèce.**

- si $[A^-] \gg [HA]$ cad si $[A^-] > 10[HA]$ alors $\dots\dots\dots$
- si $[A^-] \ll [HA]$ cad si $[HA] > 10[A^-]$ alors $\dots\dots\dots$
- sinon les deux concentrations $[A^-]$ et $[HA]$ sont du même ordre de grandeur.



Ne pas confondre diagramme de prédominance et diagramme de prépondérance ou de majorité.

Application 3

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

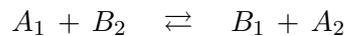
.....

6. Prévion d'une réaction acide-base - Réaction Prépondérante

6.1. Représentation graphique

6.2. Prévision des réactions acide-base

- Lecture graphique des constantes d'équilibre
Soit la réaction acide-base symbolique :



$$K = \dots\dots\dots$$

$$\text{avec } \Delta pK_A = pK_{A_2} - pK_{A_1}.$$

Définition

Réaction prépondérante : Action de l'acide le plus fort sur la base la plus forte tous deux en quantités non négligeables dans la solution.

Rappel : transformation totale $K > 10^4$, transformation partielle $K \simeq 1$, transformation très limitée $K < 10^{-4}$

6.3. Composition finale d'un mélange

La composition finale d'un système obtenu à partir du mélange d'espèces acides et/ou basiques résulte de la superposition de plusieurs réactions. Pour déterminer, par le calcul, l'état final du système, nous admettrons qu'il peut être considéré comme le résultat d'une succession de réactions faisant intervenir les espèces initialement introduites ou apparues lors de ces réactions.

Les réactions prises en compte dans l'ordre décroissant de leur constante K° : la première à considérer est celle qui met en jeu l'accepteur de protons le plus fort avec le donneur de protons le plus fort, c'est-à-dire la base la plus forte et l'acide fort. On a donc intérêt à déterminer :

- tous les couples acide-base
- le classement de ces couples

afin de déterminer les réactions susceptibles de se produire. Une réaction entre un acide A_1H et une base B_2 est d'autant plus facile à réaliser que l'écart entre les couples A_1H/A_1^- et B_2H^+/B_2 est important dans l'échelle présentée.

Application 4

Déterminer la réaction prépondérante lors d'un mélange une solution d'acide éthanique CH_3COOH avec une solution d'ammoniac NH_3

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Application 5

Déterminer la constante de réaction la réaction de l'ion éthanoate CH_3COO^- ($pK_a = 4,75$) sur l'ion ammonium NH_4^+ ($pK_a = 9,25$)

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

7. Calcul du pH d'une solution

7.1. Position du problème et idées fondamentales

On connaît la nature et le nombre de moles des différentes espèces introduites dans un volume de solution donné. On veut calculer aussi rapidement que possible le pH de cette solution afin d'en déduire l'ensemble des concentrations effectives de la solution.

Les relations fondamentales permettant de déterminer les concentrations des diverses espèces sont (n équations à n inconnues) :

→ **Conservation de la matière** : bilan de conservation au niveau d'un atome ou d'un groupe d'atomes.

→ **Electroneutralité de la solution** :

$$\text{Charges + apportées par les cations} = \text{Charges - apportées par les anions}$$

→ **Constantes d'équilibre** : relations entre molarités à l'équilibre.

Remarque : Il est souvent avantageux d'introduire la relation d'échange protonique (REP) à la place de l'électroneutralité : la REP traduit l'égalité entre le nombre de protons libérés par toutes les formes acides et le nombre de protons captés par toutes les formes basiques.

7.2. Méthode de la réaction prépondérante

Après avoir introduit une (ou plusieurs) espèce(s) en solution aqueuse, on se propose de déterminer les concentrations de toutes les espèces présentes à l'équilibre et en particulier celle des ions hydronium H_3O^+ qui donne le pH de la solution.

Méthode

1. **Faire le bilan des espèces introduites** (classée en base, acide, indifférente).
2. **Tracer un diagramme des pK_A** en mettant en évidence les espèces présentes dans la solution en quantité non infinitésimale et à caractère acide ou basique (sans oublier le solvant).
3. Écrire les réactions susceptibles de se produire. **En déduire la réaction quantitative (RQ) ou la réaction prépondérante (RP)**. Dans le cas de la RP, calculer sa constante d'équilibre K .
 - si on a une RQ ou si $K \gg 1$ la réaction est quasi totale, on en déduit une composition simplifiée de la solution. On reprend l'étude à partir du **2**.
 - si K ne vérifie pas la relation précédente, on passe à l'étape suivante.
4. Faire des hypothèses en rapport avec la réaction prépondérante.
5. En déduire les relations entre les concentrations cherchées (Conservation de la matière, électricité, constante d'équilibre).
6. Calculer le pH de la solution, et en déduire les diverses concentrations.
7. Vérifier les hypothèses faites.
8. Conclure (ou reprendre le calcul si les hypothèses ne sont pas vérifiées).



Sans hypothèses, le problème se ramène à un système de **n équations à n inconnues** qui peut se résoudre moyennant des calculs souvent fastidieux. On préférera utiliser des approximations :

- Milieu acide : $[H_3O^+] \gg [OH^-]$ ou milieu basique : $[H_3O^+] \ll [OH^-]$
- Milieu ni acide, ni basique : $[H_3O^+]$ et $[OH^-]$ négligeables par rapport à celles des autres espèces
- ...

Toute approximation doit être contrôlée et validée par le résultat final.

7.3. Précision sur le pH

Expérimentalement, compte-tenu des appareils de mesure dont on dispose, on ne peut pas déterminer la valeur du pH avec une incertitude inférieure à 0.05 unité de pH .

Calculs théoriques : ils utilisent des approximations sous-entendues comme : assimilation à des solutions très diluées (activités = molarités), assimilation des K_A et K_e à leurs valeurs à 25 °C.

Il est donc inutile de calculer le pH avec une précision supérieure à 0.05 unité de pH . **En pratique on calculera les pH à 0.01 unité près dans les calculs intermédiaires, pour donner un résultat final à 0.1 unité près.**

On peut montrer que cela correspond dans les calculs à négliger la concentration d'une espèce A_1 devant celle d'une espèce A_2 si :

$$[A_1] < \frac{1}{10} [A_2]$$

Application 6

Large area with horizontal dotted lines for writing.

7.4. Les cas usuels

On note $h = [H_3O^+]$ et $\omega = [OH^-]$ et $pc = -\log_{10}(c)$ (solution de molarité c).

7.4.1. Solution d'un monoacide fort

On souhaite connaître le pH d'une solution d'un acide fort HA de concentration C_0 .

- Réaction totale avec l'eau :
- Bilan

• $[H_3O^+] = \dots \Rightarrow \dots$

- Domaine de validité : on a négligé la réaction d'autoprotolyse de l'eau :

..... $K_e = \dots$

Cette réaction fournit des ions OH^- .

- Electroneutralité de la solution :

- La concentration en ions hydroxydes $[OH^-]$ est négligeable si elle est inférieure ou égale au dixième de la concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$.
 $[OH^-]$ négligeable devant $[H_3O^+]$ si

$$\frac{[OH^-]}{[H_3O^+]} \leq \frac{1}{10}$$

.....

Dans le cas d'un monoacide fort HA de concentration initiale C_0 , on a :

$pH = pC_0$	valable si $pH \leq 6.5$
-------------	--------------------------

- Représentation graphique

Application 7

Calculer le pH d'une solution d'acide chlorhydrique à $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

.....

.....

.....

Application 8

Calculer le pH d'une solution d'acide chlorhydrique à $1,0 \cdot 10^{-8}$ mol/L.

.....

.....

.....

.....

.....

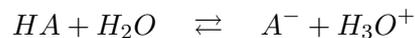
.....

.....

.....

7.4.2. Solution d'un monoacide faible

On souhaite calculer le pH dans le cas d'un monoacide faible HA de concentration initiale C_0 de constante d'acidité K_A . Un acide faible est partiellement dissocié en solution aqueuse :



pH d'une solution d'acide faible AH de concentration C_0 et seul dans le milieu :

$$pH = \frac{1}{2} (pK_a + pC_0)$$

Domaine de validité :

- domaine de prépondérance de l'acide : $pH < pK_a - 1$
- l'autoprotolyse de l'eau peut être négligée : $pH < 6,5$.

Si l'une des deux hypothèses n'est pas vérifiée, il faut refaire le calcul sans l'hypothèse concernée. On résout l'équation du second degré.

Calculer le pH d'une solution d'acide éthanóïque à 10^{-2} mol/L.

7.4.3. Solution d'une monobase forte

On souhaite connaître le pH d'une solution d'une base forte B de concentration C_0 .

- Réaction totale avec l'eau :

.....

- Domaine de validité : on a négligé la réaction d'autoprotolyse de l'eau :

.....

- La concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$ est négligeable devant celle des ions HO^- si elle est inférieure ou égale au dixième de la concentration en ions hydroxydes $[OH^-]$.
 $[H_3O^+]$ négligeable devant $[OH^-]$ si

$$\frac{[H_3O^+]}{[OH^-]} \leq \frac{1}{10}$$

En reportant dans l'expression de K_e :

.....

Dans le cas d'une monobase forte B de concentration initiale C_0 montrer que l'on a :

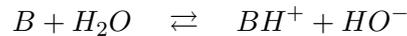
$$\boxed{pH = pK_e - pC_0} \quad \text{valable si } pH \geq 7.5 \quad \text{autoprotolyse de l'eau négligeable}$$

- Représentation graphique

7.4.4. Solution d'une monobase faible

On souhaite calculer le pH dans le cas d'une monobase faible B de concentration initiale C_0 de constante d'acidité K_A .

Une base faible réagit partiellement avec l'eau :



.....

.....

.....

.....

.....

.....

pH d'une solution d'une base faible B de concentration C_0 et seule dans le milieu :

$$pOH = \frac{1}{2}(pK_b + pC_0)$$

Domaine de validité :

- domaine de prépondérance de la base : $pH > pK_a + 1$
- l'autoprotolyse de l'eau peut être négligée : $pH > 7,5$.

Si l'une des deux hypothèses n'est pas vérifiée, il faut refaire le calcul sans l'hypothèse concernée. On résout une équation du second degré.

Application I O

Calculer le pH d'une solution d'ammoniaque à 10^{-2} mol/L.

.....

.....

.....

Application II

Calculer le pH d'une solution d'ammoniaque à 10^{-4} mol/L.

.....

.....

.....

.....

.....



Lorsque l'espèce est fortement diluée, l'avancement de la réaction de NH_3 sur l'eau ne peut être négligé. On peut remarque qu'à haute dilution, le comportement d'un acide faible ou d'une base faible se rapproche de celui d'un acide fort ou d'une base forte. (loi de dilution d'Ostwald).

8. Réaction de neutralisation - Application aux dosages

Les acides et les bases sont « antagonistes », mis en présence ils se neutralisent. La neutralisation est une réaction très couramment utilisée, soit pour modifier le pH d'un milieu (par exemple pour neutraliser l'excès d'acidité dans l'estomac en absorbant du " bicarbonate "), soit pour doser un acide par une base ou l'inverse.

Faire un dosage consiste à **déterminer la quantité d'un constituant présente dans une solution**. C'est une opération très courante qui est à la base d'un très grand nombre d'analyses ou de contrôles.

La réalisation pratique du dosage consiste à repérer le moment où, en ajoutant progressivement l'une des solutions dans l'autre, on parvient au **point d'équivalence**.

Définition

A l'équivalence d'un titrage, les réactifs ont été mélangés en proportions stœchiométriques

Pour qu'un titrage soit précis, la réaction de titrage doit être :

- ◇ rapide,
- ◇ totale (ou quasi-totale),
- ◇ unique.

Repérage de l'équivalence :

- Suivi pHmétrique :

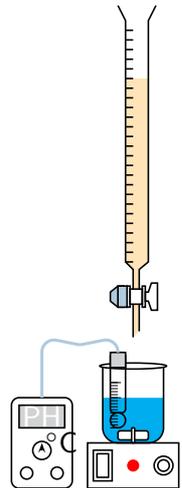
.....

- Suivi conductimétrique :

.....

- Suivi colorimétrique :

.....



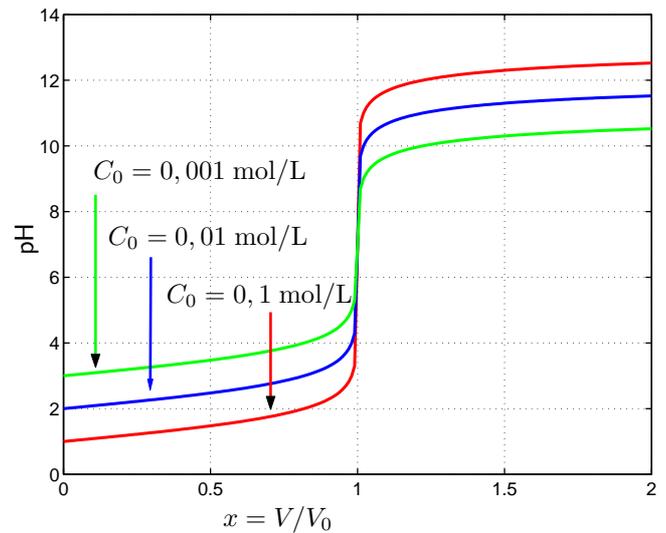
8.1. Titration d'acide fort par une base forte

On souhaite réaliser le dosage d'une solution d'acide chlorhydrique ($V_0 = 10 \text{ mL}$) de concentration inconnue C_0 par NaOH de concentration $C = 0,10 \text{ mol/L}$.

• Effet de la dilution sur la courbe de titrage

Diluer la solution initiale ne modifie pas la quantité de matière introduite, et ne change donc pas le volume équivalent.

Par contre, le saut de pH est moins important.



8.2. Titration : acide faible / base forte

On souhaite réaliser le titrage d'une solution d'acide éthanóique ($V_0 = 10 \text{ mL}$) de concentration inconnue C_0 par $NaOH$ de concentration $C = 0,10 \text{ mol/L}$.

Réaction de titrage :

.....

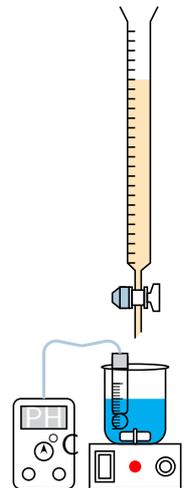
.....

.....

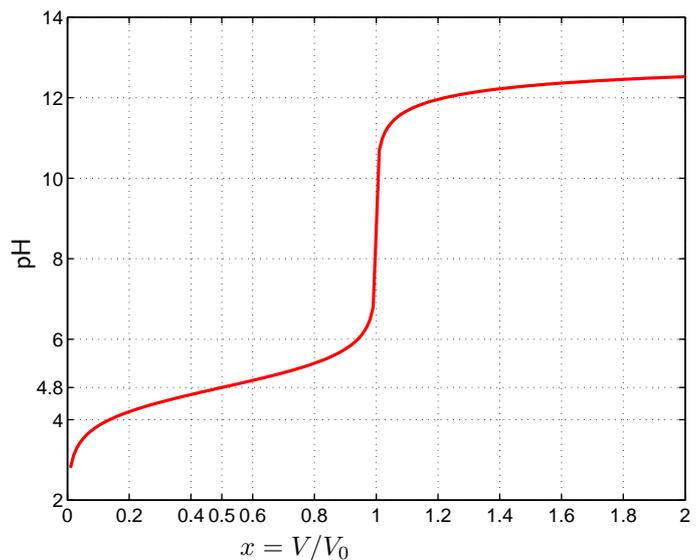
.....

.....

.....



Volume	Espèces présentes
$V < V_e$	
$V = V_e$	
$V > V_e$	



A l'équivalence :

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} \text{ apportés par l'acide} = n_{\text{OH}^-} \text{ apportés par la base}$$

$$\text{soit} \quad C_0 \cdot V_0 = C \cdot V_e$$

L'acide CH_3COOH a été entièrement transformé en sa base conjuguée CH_3COO^- , on a donc une solution de monobase faible dans l'eau, soit $\text{pH} > 7$ à l'équivalence.

A la demi-équivalence : $\text{pH} = \text{p}K_A$ (si la solution n'est pas trop diluée)

Si $V = \frac{V_e}{2} \Rightarrow n_{\text{AH}} \text{ consommé} = \frac{1}{2} n_{\text{AH}} \text{ initial}$ donc on a $[A^-] = [AH]$
 Or $\text{pH} = \text{p}K_A + \log[A^-]/[AH]$, soit $\text{pH} = \text{p}K_A$.

Il s'agit d'une méthode simple et rapide de détermination de $\text{p}K_A$.

On définit les fractions molaires des espèces en présence :

$$\alpha_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{C_0}$$

$$\alpha_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{C_0}$$

