

Les pH des solutions aqueuses simples

Cas d'un monoacide fort.

On prendra le cas du **chlorure d'hydrogène HCl** dissous dans l'eau: la solution d'**acide chlorhydrique**.

On a la réaction:
$$\text{H}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-.$$

On **écrira** alors **deux relations** qu'on retrouvera **SYSTEMATIQUEMENT** dans **TOUT CALCUL DE pH**.

Il s'agit **premièrement** de l'équation de **conservation de la masse**, de **conservation de la matière** pour l'**espèce considérée**.

On aura, dans le cas de l'acide chlorhydrique :
$$C_{\text{acide chlorhydrique global}} = [\text{HCl}]_{\text{non dissocié}} + [\text{HCl}]_{\text{dissocié}}.$$

Or, $[\text{HCl}]_{\text{non dissocié}}$ vaut **0**, puisque **HCl** est un **acide fort**.

Et $[\text{Cl}^-]$ vaut alors $C_0 \text{ mol.L}^{-1}$.

Il s'agit **deuxièmement** de l'équation de **conservation de la charge**, appelée aussi "**bilan électrique**" ou, le plus souvent, "**électroneutralité**".

Ici on aura:
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{HO}^-]$$

On peut tout de suite négliger $[\text{HO}^-]$ devant $[\text{H}_3\text{O}^+]$, vu qu'on a toutes les raisons à s'attendre à ce que le **pH d'un acide** soit... **acide**.

On arrive donc à

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cong C_0, \quad \text{d'où} \quad \mathbf{pH = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log C_0.}$$

Cette **formule** a un **domaine de validité** tant que

la concentration C_0 est supérieure ou égale à $10^{-6} \text{mol.L}^{-1}$.

Si la concentration C_0 a une valeur **inférieure** à $10^{-6} \text{mol.L}^{-1}$. Que se passe t-il alors?

Il faut tenir compte des **ions de l'eau**, de l'**équilibre d'autoprotolyse de l'eau**.

On demande par exemple le **pH** d'une solution de HCl à $10^{-8} \text{mol.L}^{-1}$.

Si l'on est trop "pressé" on répond: "Le pH vaut $-\log 10^{-8}$, soit....**8!!!!** "

Le **pH** d'un **acide** est tout d'un coup ... **basique!!!!**

On écrit la **conservation de la matière**:

$$10^{-8} \text{mol.L}^{-1} = [\text{Cl}^-] + [\text{HCl}]_{\text{non dissocié}}$$

$(\text{HCl})_{\text{non dissocié}}$ vaut 0mol.L^{-1} .

On écrit l'**électroneutralité de la solution**:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] + [\text{Cl}^-] \quad \text{Or, on sait que} \quad \mathbf{K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-]}$$

On en tire facilement $[\text{HO}^-] = K_e / [\text{H}_3\text{O}^+]$ D'où l'**équation du second degré** suivante:

$$\mathbf{[\text{H}_3\text{O}^+]^2 - C_0 \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] - K_e = 0}$$

Application numérique: C_0 vaut $10^{-8} \text{mol.L}^{-1}$. K_e vaut 10^{-14} à 25°C .

On pose $X = [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$\mathbf{X^2 - C_0 \cdot X - 10^{-14} = 0}$$

$$\Delta = C_0^2 + 4 \cdot 10^{-14} \quad \Delta = 401 \cdot 10^{-16} \quad \mathbf{X = 10,51 \cdot 10^{-8}}$$

$$\text{pH} = -\text{Log}(10,51 \cdot 10^{-8}) = 8 - \text{Log} 10,51 = 8 - 1,02 \quad \text{pH} = 6,98$$

Bien voisin de 7

A titre d'exercice on peut chercher le pH d'une solution d'**acide chlorhydrique** à $10^{-7} \text{mol.L}^{-1}$.

Cas d'une monobase forte.

On prendra le cas de l'hydroxyde de sodium, de formule **NaOH**, qu'on dissoudra à raison de $C_0 \text{mol.L}^{-1}$.

On a la réaction de dissolution dans l'eau suivante:



Comme la mise en solution conduit à ce que la réaction précédente soit totale, on se retrouve alors avec $[\text{HO}^-]$ qui vaut $C_0 \text{mol.L}^{-1}$.

Or, on a: $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_e / [\text{HO}^-]$.

En remplaçant $[\text{HO}^-]$ par C_0 on arrive alors, très facilement, en prenant le logarithme de l'expression, à:

$$\text{pH} = 14 + \log C_0.$$

Cette formule n'est valable que si C_0 est $\geq 10^{-6} \text{mol.L}^{-1}$.

Si C_0 est $\leq 10^{-6} \text{mol.L}^{-1}$ alors on doit **tenir compte** des ions provenant de l'**autoprotolyse de l'eau**.

On retrouve un raisonnement symétrique à celui évoqué lors de la question du **pH** d'une solution d'**acide chlorhydrique** à 10^{-8} mol.L⁻¹.

Si l'on considère le calcul du pH d'une solution de NaOH à 10^{-8} mol.L⁻¹ et que l'on élimine la solution **pH = 6** que donnerait une utilisation peu "raisonnable" de $\text{pH} = 14 + \log C_0$,

On arrive alors à l'équation d'électroneutralité suivante :

$$[\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = K_e / [\text{H}_3\text{O}^+] .$$

On a (Na⁺) qui vaut **C₀**, soit 10^{-8} mol.L⁻¹.

On résout l'équation du second degré en [H₃O⁺] qui a la forme suivante:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 + C_0 [\text{H}_3\text{O}^+] - K_e = 0.$$

Application numérique: on trouve comme seule solution physiquement acceptable celle qui mène à **pH = 7.02**

$$X^2 + C_0 \cdot X - 10^{-14} = 0$$

$$\Delta = C_0^2 + 4 \cdot 10^{-14} = 10^{-16} + 4 \cdot 10^{-14} = 401 \cdot 10^{-16} \quad X = 9,51 \cdot 10^{-8}$$

Cas de mono acide faible.

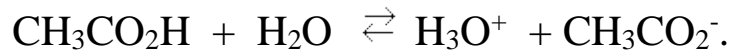
On prendra l'exemple de l'acide **acétique**, de formule **CH₃CO₂H**.

L'anion conjugué de l'acide **acétique** sera l'anion "acétate" **CH₃CO₂⁻**

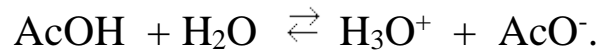
Le **pK_a** du couple acide **acétique** / anion **acétate** vaut **4.75** à **25 °C**.

On se placera dans le **cas le plus intéressant** qui est celui où la concentration C_0 de l'acide **acétique** est $\geq 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$.

On écrira l'équation chimique qui a lieu:



Soit, sous forme "abrégée":



On écrira l'équilibre d'autoprotolyse de l'eau:



On écrira l'équation de **conservation de la matière**:

$$C_0 = [\text{AcOH}] + [\text{AcO}^-].$$

On écrira l'électroneutralité de la solution:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] + [\text{AcO}^-].$$

Dès à présent une **simplification évidente** apparaît lorsqu'on écrit l'électroneutralité de la solution. Le **pH** d'une **solution acide** sera forcément... **acide**, en conséquence on aura forcément $[\text{HO}^-]$ qui sera **très inférieur** à $[\text{H}_3\text{O}^+]$ on la néglige.

En conséquence, l'électroneutralité s'écrira:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{AcO}^-].$$

On en déduit **automatiquement** une **autre écriture** de la **constante K_a** de l'**acide acétique**.

K_a s'écrivait sous la forme générale: $K_a = [\text{H}_3\text{O}^+].[A^-] / [\text{HA}]$

Or, du fait de la **simplification** dans l'électroneutralité, K_a devient égale à:

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 / C_0 - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

A partir de là on reconnaît, encore une fois, une **équation du second degré** en $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

Soit:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 + K_a[\text{H}_3\text{O}^+] - C_0 \cdot K_a = 0$$

Application numérique:

K_a vaut $10^{-4.75}$, soit environ $1.78 \cdot 10^{-5}$. C_0 vaut 0.1 mol.L^{-1} .

On trouve comme seule solution physiquement acceptable celle qui mène à la valeur de **pH** égale à **2.88**. La **concentration des ions H_3O^+ seule acceptable physiquement** étant de $1.325 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

La concentration de H_3O^+ est négligeable devant C_0 et K_a devient :

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 / C_0$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = K_a \cdot C_0 \quad \text{pH} = 1/2 \cdot (\text{p}K_a - \log C_0)$$

Domaine de validité:

Il faut **pour pouvoir l'appliquer** que le **pH** trouvé à l'aide de cette **formule** soit **strictement inférieur** à la valeur de **$\text{p}K_a - 1$** .

Si jamais la **valeur trouvée par cette formule** est **supérieure** à la valeur de **$\text{p}K_a - 1$** alors il faut **résoudre le trinôme**, l'équation du second degré en $[\text{H}_3\text{O}^+]$ obtenu à partir de l'expression de K_a suivante:

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 / C_0 - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Prenons, pour bien "**comprendre**", le cas où "**ça marche**" et le cas où "**ça ne marche pas**".

Le cas où "ça marche" :

Quel est le **pH** d'une solution aqueuse d'**acide acétique** de concentration **0.1 mol.L⁻¹** sachant qu'on donne pour valeur de **pK_a** du couple acido basique **AcOH /AcO⁻** la valeur de **4.75 à 25°C**?

On applique la formule approchée et on a:

$$\text{pH cherché} = 1/2 \cdot (4.75 - \log 0.1).$$

Le **calcul** donne la valeur de **pH = 2.875**.

Cette valeur est-elle "**plausible**"?

Si l'acide avait été "**fort**" on aurait trouvé **pH = 1**.

Ici il est "**faible**" donc c'est "**normal**" de **trouver** une valeur **plus grande que 1**.

La **formule approchée** a donné un **pH** qui est **strictement inférieur à 3.75**, c'est à dire à la valeur numérique de **pK_a-1**, **donc on pouvait bien l'appliquer**.

Le cas où "ça ne marche pas" :

Quel est le **pH** d'une solution aqueuse d'**acide acétique**, de concentration **C₀** égale à **10⁻⁵ mol.L⁻¹**, sachant que le **pK_a = 4,75**.

On applique la formule approchée.

On pose le calcul suivant:

$$\text{pH cherché} = 0.5 \cdot (4.75 - \log 10^{-5})$$

On trouve la valeur numérique suivante: **pH = 4.875**.

Cette valeur est-elle plausible?

On voit que si l'acide avait été "**fort**" on aurait dû trouver **pH = 5**.

Ici on trouve un **pH** plus bas que 5 donc déjà c'est "**mauvais signe**" car l'acide

est "**faible**".

De plus, la valeur trouvée est situé dans l'intervalle [**pK_a-1;pK_a+1**].

Or, la formule ne peut s'appliquer que si le pH trouvé par cette même formule est strictement inférieur à pK_a-1.

Donc, **on a appliqué une formule hors de son champ d'application.**

Il faut donc résoudre l'équation du second degré en [H₃O⁺] donnée d'après l'expression suivante:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_0 - [H_3O^+]}$$

$$C_0 = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$pK_a = -\text{Log } K_a \quad K_a = 10^{-pK_a}$$

Avec pK_a = 4,75 on trouve **K_a = 1.78.10⁻⁵**

On pose $x = [H_3O^+]$

$$K_a = \frac{X^2}{C_0 - X} \quad X^2 + K_a X - K_a C_0 = 0$$

$$\Delta = K_a^2 + 4 K_a C_0 = 10,28.10^{-10}$$

$$X = 0,715.10^{-5}$$

$$pH = -\text{Log}(0,715.10^{-5}) \quad pH = 5,15$$

On trouve comme valeur numérique **pH = 5.15**, ce qui redevient "**plausible**" vu les remarques précédentes.

LES INDICATEURS COLORES.

Objectif(s)

Un indicateur coloré est une espèce chimique dont la couleur varie en fonction du pH de la solution dans laquelle il se trouve. Quelles sont les propriétés des indicateurs colorés ? Quelle est l'utilité des indicateurs colorés ?

1. Présentation des indicateurs colorés

Les indicateurs colorés sont connus depuis le 18^e siècle. Ils servent notamment dans les **dosages acido-basiques**.

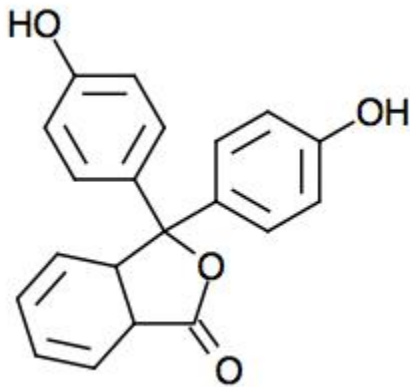
a. Définitions

Un **indicateur coloré de pH** est une **espèce chimique** qui change de couleur en fonction du pH.

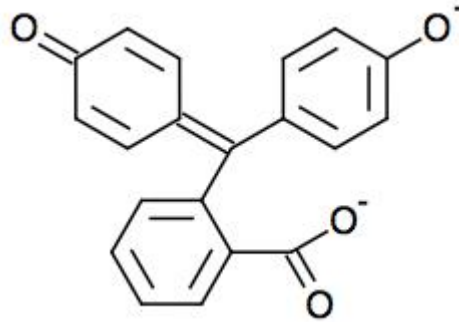
Les indicateurs colorés **absorbent une partie de la lumière** qu'ils reçoivent. Leur spectre d'absorption **dépend du pH**.

Selon le pH, **la structure de la molécule varie** ce qui explique que la molécule n'absorbe pas la lumière de la même façon.

Exemple de la phénolphtaléine



Forme acide ou neutre
Incolore



Forme basique
Rose violacé

b. Historique

Le premier indicateur coloré a été extrait des graines de tournesol en 1767 par W. Lewis. Cet indicateur coloré a servi à repérer l'équivalence au cours d'un dosage acido-basique car sa couleur varie en fonction du pH.

Le tournesol contient un acide (l'azolitmine) dont les molécules (forme acide) sont de couleur rouge et les anions (forme basique) sont bleus.

c. Indicateurs colorés naturels et synthétiques

Il existe de nombreux indicateurs colorés extraits de **substances naturelles** : le chou rouge, la rose, la betterave l'artichaut, le curcuma, le thé.

Avec l'essor de la chimie moderne, on a mis au point de nouvelles **espèces chimiques**, comme la phénolphtaléine ou le bleu de bromothymol.

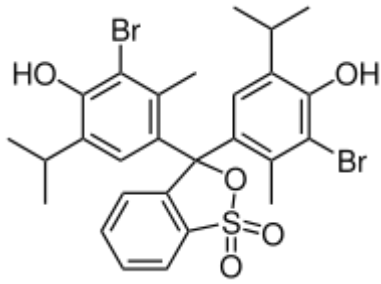
2. Spectre d'absorption d'un indicateur coloré

Le spectre d'absorption d'un indicateur coloré permet d'expliquer **ses propriétés colorées**.

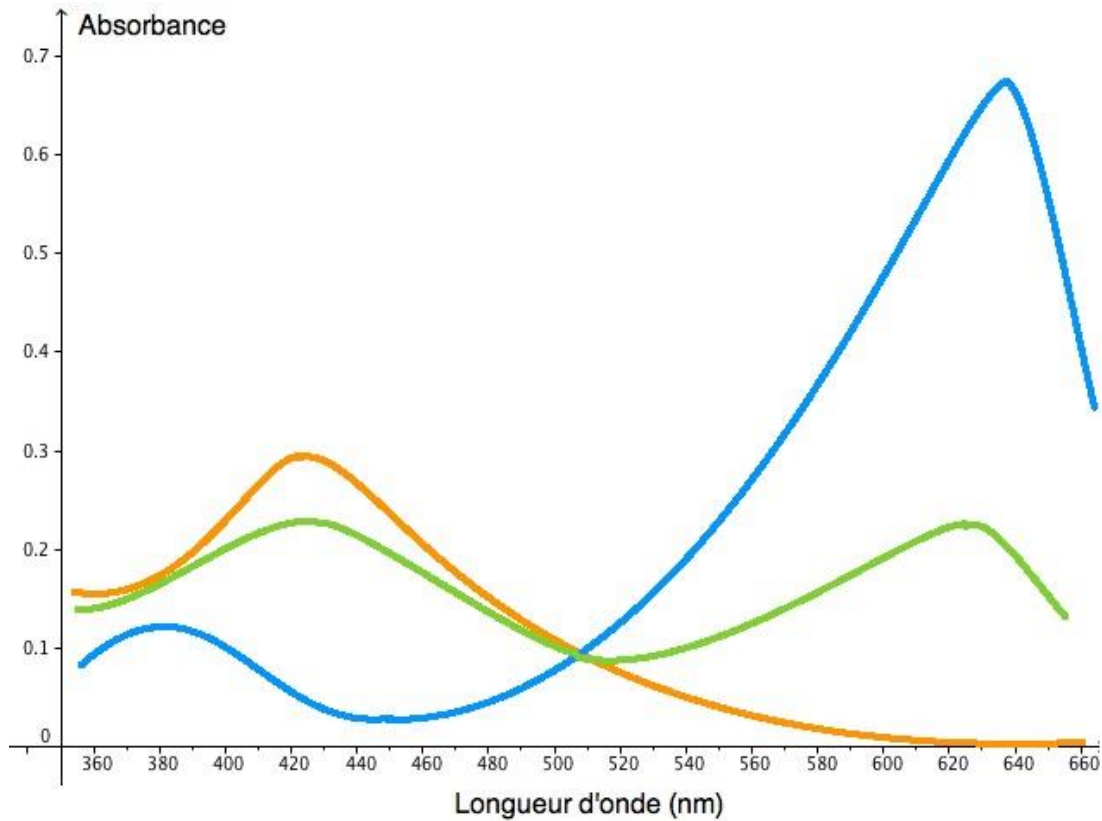
a. Les variations de l'absorbance en fonction de la longueur d'onde

À l'aide d'un **spectrophotomètre**, on étudie la **variation de l'absorbance A** d'une solution de bleu de bromothymol (BBT) en **fonction de la longueur d'onde** de la radiation pour trois solutions de pH différents.

La courbe est représentée ci-dessous.



Bleu de Bromothymol



b. Interprétation

La **courbe orange** est celle de la forme acide (pH = 5). On note un maximum d'absorption pour $\lambda = 430$ nm (indigo). La **forme acide** est donc **orange**.

La **courbe bleue** est celle de la forme basique (pH = 9). On note un maximum d'absorption pour $\lambda = 630$ nm (rouge).

La **forme basique** est donc **bleue**.

La **courbe verte** est celle de la solution à pH neutre ($\text{pH} = 7$) ; il y a deux pics d'absorption pour les mêmes valeurs que la **forme acide et basique**.

Dans cette zone, appelée **zone de virage**, il y a présence des **deux formes** de l'indicateur coloré.

3. Utilisation des indicateurs colorés

Les **indicateurs colorés** sont surtout utilisés pour réaliser des **dosages acido-basiques** ou pour **indiquer le pH** de solutions.

a. Zone de virage

On appelle **zone de virage** l'intervalle de pH dans lequel l'indicateur coloré **change de couleur**.

Le tableau ci-dessous donne la zone de virage de quelques indicateurs colorés.

Indicateur	Couleur (acide)	Transition PH (approximative)	Couleur (base)
Rouge de crésol	rouge	0,0 - 1,0	jaune
Bleu de bromophénol (BBP)	jaune	3,0 - 4,6	violet
Vert de bromocrésol	jaune	3,8 - 5,4	bleu
Rouge de méthyle	rouge	4,2 - 6,3	jaune

Papier de tournesol (Azolitmine)	rouge	4,5 - 8,3	bleu
Bleu de bromothymol, BBT (2 ^e transition)	jaune	6,0 - 7,6	bleu
Phénolphthaléine	incolore	8,2 - 10,0	rose
Carmin d'indigo	bleu	11,4 - 13,0	jaune

b. Utilisations

Un **indicateur coloré** peut être utilisé pour réaliser un **titrage acido-basique**.

Protocole

On introduit quelques gouttes d'un indicateur coloré dans une solution à doser et on verse petit à petit le réactif.

Lorsque l'on atteint l'équivalence, l'indicateur coloré change de couleur.

L'indicateur coloré est choisi en fonction du dosage à réaliser.

Un **indicateur coloré** peut être utilisé pour **indiquer le pH d'une solution** (piscine, pH de l'urine, pH d'une solution).

Dans ce cas, on réalise un **mélange d'indicateurs** (exemple : papier pH). La teinte prise par la solution ou le papier donne

une indication de la valeur du pH.



L'essentiel

Un indicateur coloré est une **espèce chimique** qui existe sous **différentes formes**, et sous différentes couleurs en **fonction du pH**.

Il existe des indicateurs colorés **naturels** et des indicateurs colorés **artificiels**.

Un **indicateur coloré** peut servir à réaliser des **dosages** et à donner une **indication du pH** d'une solution.

La couleur de l'indicateur coloré est liée à sa **structure**.

Donc l'indicateur est un couple d'acide faible et base faible. HA / A^-
les deux formes coexistent et la couleur observée est celle de la forme qui prédomine nettement. Mais il est bien évident que le passage d'une forme à une autre et inversement, étant continu (déplacement

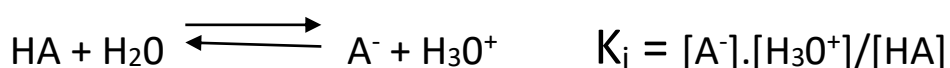
d'équilibre), il existe un domaine de pH dans lequel les concentrations des deux formes sont voisines. On observe alors une teinte intermédiaire entre celles de l'acide et de la base. Le domaine de pH, dans lequel l'indicateur passe d'une teinte à l'autre est appelé domaine de virage.

La largeur de ce domaine dépend de la sensibilité de l'œil au changement de couleur. Admettons que l'apparition d'une couleur a lieu lorsque la forme correspondante (acide ou base) est **dix fois** plus concentrée que la forme conjuguée.

$[HA] \geq 10.[A^-]$ première couleur.

$[A^-] \geq 10.[HA]$ deuxième couleur.

Soit K_i la constante d'équilibre entre les deux formes :



La première couleur est observée lorsque:

$$[H_3O^+] \geq 10.K_i \quad \text{Soit } \mathbf{pH \leq pK_i - 1}$$

La deuxième couleur est observée lorsque :

$$[H_3O^+] \leq (1/10).K_i \quad \text{Soit } \mathbf{pH \geq pK_i + 1}$$

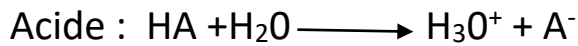
Le domaine de pH dans lequel le virage apparaît à l'œil de

l'expérimentateur : $\mathbf{pK_i - 1 \leq pH \leq pK_i + 1}$

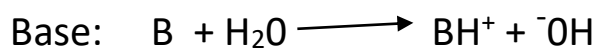
Neutralisation :

I) Acide fort par une base forte:

Ecrivons que la dissociation est totale :



C_1 (mole / L) et V_1 (L) avant le mélange.



C_2 (mole /L) et V_2 (L) avant le mélange.

Après le mélange, le volume est $(V_1 + V_2)$.

Les concentrations $C_1.V_1$ moles de H_3O^+ et $C_2.V_2$ moles de $\text{}^-\text{OH}$.

Comparons $C_1.V_1$ et $C_2.V_2$.

1) $C_1.V_1 > C_2.V_2$

Les ions H_3O^+ sont en excès sur les ions $\text{}^-\text{OH}$.

Les $C_2.V_2$ de $\text{}^-\text{OH}$ vont neutraliser $C_2.V_2$ de H_3O^+ et il reste :

$(C_1.V_1 - C_2.V_2)$ moles de H_3O^+ . D'où la concentration :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (C_1.V_1 - C_2.V_2) / (V_1 + V_2)$$

$$\text{pH} = - \log (C_1.V_1 - C_2.V_2) / (V_1 + V_2)$$

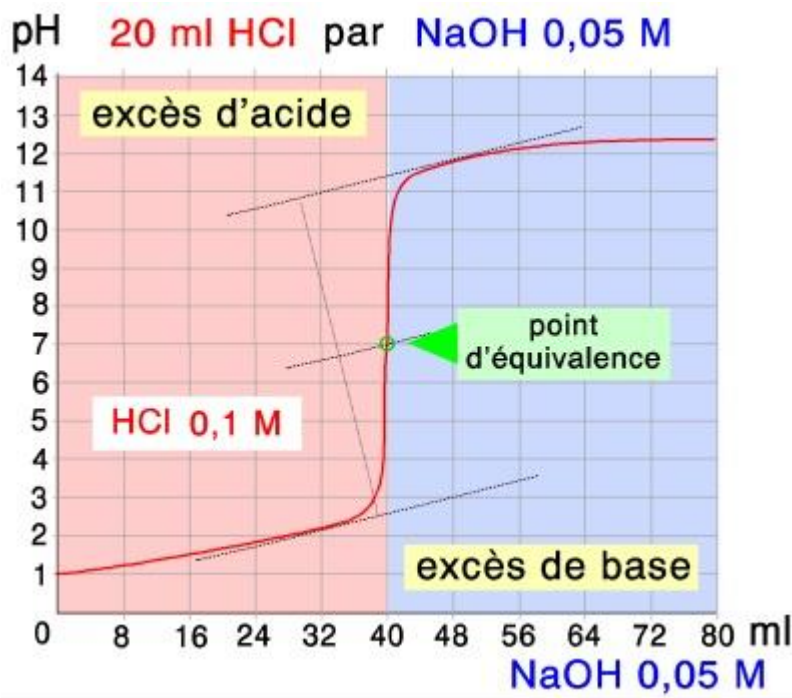
2) $C_1.V_1 < C_2.V_2$

Les $C_1.V_1$ moles de H_3O^+ sont neutralisées par $C_1.V_1$ moles de OH^- . Il reste en excès $(C_2.V_2 - C_1.V_1)$ moles de OH^- . D'où la concentration : $(C_2.V_2 - C_1.V_1) / (V_1 + V_2)$

$$pH = 14 + \log(C_2.V_2 - C_1.V_1) / (V_1 + V_2)$$

$$3) C_1.V_1 = C_2.V_2$$

A l'équivalence on a $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ $pH = 7$



On s'intéresse à la neutralisation totale ; c'est-à-dire $C_1.V_1 = C_2.V_2$

Considérons à titre d'exemple l'expérience suivante :

$$C_1 = C_2 = 0,2 \text{ mole/Litre} \quad \text{et} \quad V_1 = V_2 = 10 \text{ ml} = 10^{-2} \text{ Litre}$$

A la neutralisation on $pH = 7$.

Supposons $\varepsilon = 2$ gouttes soit $0,1 \text{ ml} = 10^{-4}$ Litre.

On néglige évidemment la dilution qui résulte de l'addition de 1 ou 2ε dans la solution.

ε avant la neutralisation :

$$\text{pH} = -\log(C_1.V_1 - C_2.V_2)/(V_1 + V_2) = -\log 0,2.10^{-4}/2.10^{-2} \quad \text{pH} = 3$$

Le pH passe de 3 à 7 en ajoutant deux gouttes.

ε après la neutralisation :

$$\text{pH} = 14 + \log(C_2.V_2 - C_1.V_1)/(V_1 + V_2) = 14 + \log(C_2.\varepsilon)/(V_1 + V_2)$$

$$\text{pH} = 14 + \log 0,2.10^{-4}/2.10^{-2} = 14 - 3 \quad \text{pH} = 11$$

Le pH passé de 7 à 11.

II) Acide faible par une base forte.

Acide HA	Base B
Dissociation faible	Dissociation totale
$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$	$\text{B} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{BH}^+ + \text{OH}^-$
Concentration C_1 et volume V_1 avant le mélange.	Concentration C_2 et volume V_2 avant le mélange.
Les $C_1.V_1$ moles d'acide de la solution sont en partie à l'état HA, et en partie à l'état d'ions.	Les $C_2.V_2$ moles de base sont à l'état OH^-

Lorsqu'on mélange l'acide et la base, les ions OH^- neutralisent les ions H_3O^+ et l'équilibre de dissociation de l'acide se déplace dans le sens 1.

Les H_3O^+ dans le cas d'acide faible restent à l'état potentiel, et n'apparaissent que par addition de base, au fur et à mesure que l'équilibre se déplace.

La neutralisation consiste à ajouter progressivement la solution de base forte à la solution d'acide faible.

Si $C_2.V_2 < C_1.V_1$, seule une partie de l'acide ($C_1.V_1$ moles de H_3O^+) est neutralisée.

Pour déterminer la concentration en H_3O^+ on écrit les équations :

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+].[A^-] / [\text{HA}] \quad \dots\dots\dots(1)$$

$$[\text{HA}] + [A^-] = C_1.V_1 / (V_1 + V_2) \quad \dots\dots\dots(2)$$

$$[\text{BH}^+] = C_2.V_2 / (V_1 + V_2) \quad \dots\dots\dots(3)$$

$$[\text{BH}^+] = [A^-] \quad \dots\dots\dots (4)$$

En négligeant $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{HO}^-]$

De l'équation (1) : $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a.[\text{HA}] / [A^-]$

Soit $\text{pH} = \text{p}K_a + \log([\text{A}^-]/[\text{HA}])$

Remplaçons $[\text{HA}]$ et $[A^-]$ par leurs valeurs tirées de (2), (3) et (4).

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log\left(\frac{C_2 \cdot V_2}{C_1 \cdot V_1 - C_2 \cdot V_2}\right)$$

Soit:

Neutralisation de l'acide acétique CH_3COOH

$$C_1 = 10^{-1} \text{ mole / L} \quad \text{et} \quad V_1 = 20 \text{ ml.}$$

Par la soude NaOH $C_2 = 0,05 \text{ mole / L}$.

-Avant l'ajout de la base forte :

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{pK}_a - \log C_1) = \frac{1}{2} \cdot (5 - \log 10^{-1}) \quad \text{pH} = 3$$

-Ajout de 1 ml de la base forte :

$$C_2 = 0,05 \text{ mole/L} \quad V_2 = 1 \text{ ml} = 10^{-3} \text{ L} \quad C_2 \cdot V_2 = 0,05 \cdot 10^{-3} \text{ mole.}$$

$$\text{pH} = 5 + \log\left(\frac{0,05 \cdot 10^{-3}}{(2 \cdot 10^{-3} - 0,05 \cdot 10^{-3})}\right) \quad \text{pH} = 3,4$$

-Ajout de 5 ml de la base forte.

$$C_2 = 0,05 \text{ mole / L} \quad V_2 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ L} \quad C_2 \cdot V_2 = 0,25 \cdot 10^{-3} \text{ mole.}$$

$$\text{pH} = 5 + \log\left(\frac{0,25 \cdot 10^{-3}}{(2 - 0,25) \cdot 10^{-3}}\right) \quad \text{pH} = 4,15$$

-Ajout de 10 ml de la base forte.

$$C_2 = 0,05 \text{ mole / L} \quad V_2 = 10^{-2} \text{ L} \quad C_2 \cdot V_2 = 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mole.}$$

$$\text{pH} = 5 + \log\left(\frac{0,5 \cdot 10^{-3}}{(2 - 0,5) \cdot 10^{-3}}\right) \quad \text{pH} = 4,52$$

-Ajout de 15 ml de la base forte.

$$C_2 = 0,05 \text{ mole / L} \quad V_2 = 15 \cdot 10^{-3} \text{ L} \quad C_2 \cdot V_2 = 0,75 \cdot 10^{-3} \text{ mole.}$$

$$\text{pH} = 5 + \log(0,75 \cdot 10^{-3}) / (2 - 0,75) \cdot 10^{-3} \quad \text{pH} = 4,78$$

-Ajout de 20 ml de la base forte.

$$C_2 = 0,05 \text{ mole / L} \quad V_2 = 20 \cdot 10^{-3} \text{ L} \quad C_2 \cdot V_2 = 10^{-3} \text{ mole.}$$

$$\text{pH} = 5 + \log(10^{-3}) / (2 - 1) \cdot 10^{-3} \quad \text{pH} = 5$$

V (ml)					
base forte	1	5	10	15	20
pH	3,4	4,15	4,52	4,78	5

Lorsque $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$ $V_2 = 40 \text{ ml}$

La neutralisation est complète, tout l'acide HA est dissocié et la loi d'action de masse n'a plus de signification.

Le milieu est-il neutre comme dans le cas d'un acide fort et une base forte ? il suffit de considérer la nature des particules en solution pour répondre :

- BH^+ conjugué de B, base forte, donc neutre.
- A^- , conjugué de HA, acide faible, donc base faible.

Le milieu est donc basique. Son pHe est celui d'une base faible :

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \cdot (\text{pK}_b - \log c) \quad \text{K}_b = 10^{-14} / \text{K}_a \quad \text{C} = C_2 \cdot V_2 / (V_1 + V_2)$$

Le pHe est celui de l'ion CH_3COO^- base faible $\text{K}_b = 10^{-14} / 10^{-5} = 10^{-9}$

La concentration est $C = 2 \cdot 10^{-3} / (20+40) \cdot 10^{-3} = 1/30$

$$pK_b = 9 \quad -\log C = \log 30 = 1,48$$

$$pH = 14 - \frac{1}{2} \cdot 10,48 \quad \text{pH} = 8,76$$

Lorsque on a $C_2 \cdot V_2 > C_1 \cdot V_1$

Nous avons mélange de deux bases ; B (forte) et A⁻ (faible) donc le milieu est fortement basique.