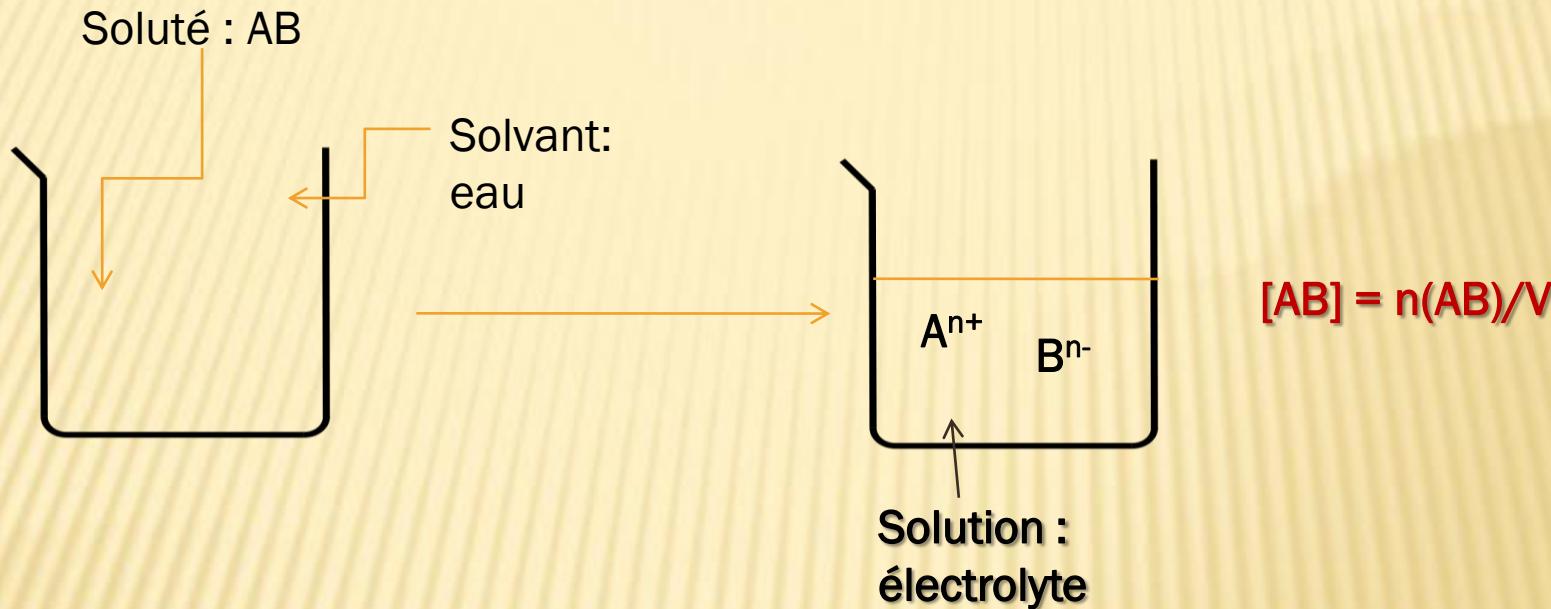


# Chapitre

# Acide – Base

# (les ions en solution)

# Quelques notions de base



$AB$  est un **électrolyte** car, en se dissociant, il donne **des anions** et **des cations**

# Définition d'acidité et de basicité

**Selon la théorie d'Arrhenius: (théorie très ancienne)**

Un acide est une substance qui, en solution, libère des ions  $H^+$

Exemple :  $HNO_3$  peut libérer des protons  $H^+$

Une base est une substance qui, en solution, libère des ions  $OH^-$

Exemple :  $KOH$  peut libérer des hydroxydes  $OH^-$

Cette théorie est incomplète car elle ne peut être généralisée pour tous les électrolytes

Exemple: l'électrolyte  $NH_3$  est une base mais  
comment il peut libérer un  $OH^-$  ????

# Définition d'acidité et de basicité

**Selon la théorie de Brönsted-Lowry: plus utilisée et générale**

Un acide est une substance qui, en solution, libère des ions H<sup>+</sup>

Exemple : HNO<sub>3</sub> peut libérer des protons H<sup>+</sup>

Une base est une substance qui, en solution, capte des ions H<sup>+</sup>

Exemple : KOH peut capter des protons H<sup>+</sup>  
(OH<sup>-</sup> + H<sup>+</sup> pour donner H<sub>2</sub>O)

# Définition d'acidité et de basicité

Selon la théorie de Lewis: utilisée dans des cas bien précis

Un acide est une substance capable de recevoir des électrons

Exemple :  $\text{Fe}^{2+} + 2 e^-$  donne Fe

Une base est une substance capable de donner des électrons

Exemple :  $2 \text{Cl}^-$  donne  $\text{Cl}_2 + 2 e^-$

# En se basant sur la théorie de Brönsted

## Electrolyte

### Électrolyte fort

Sa dissociation est complète  
(Réaction totale)



### Électrolyte faible

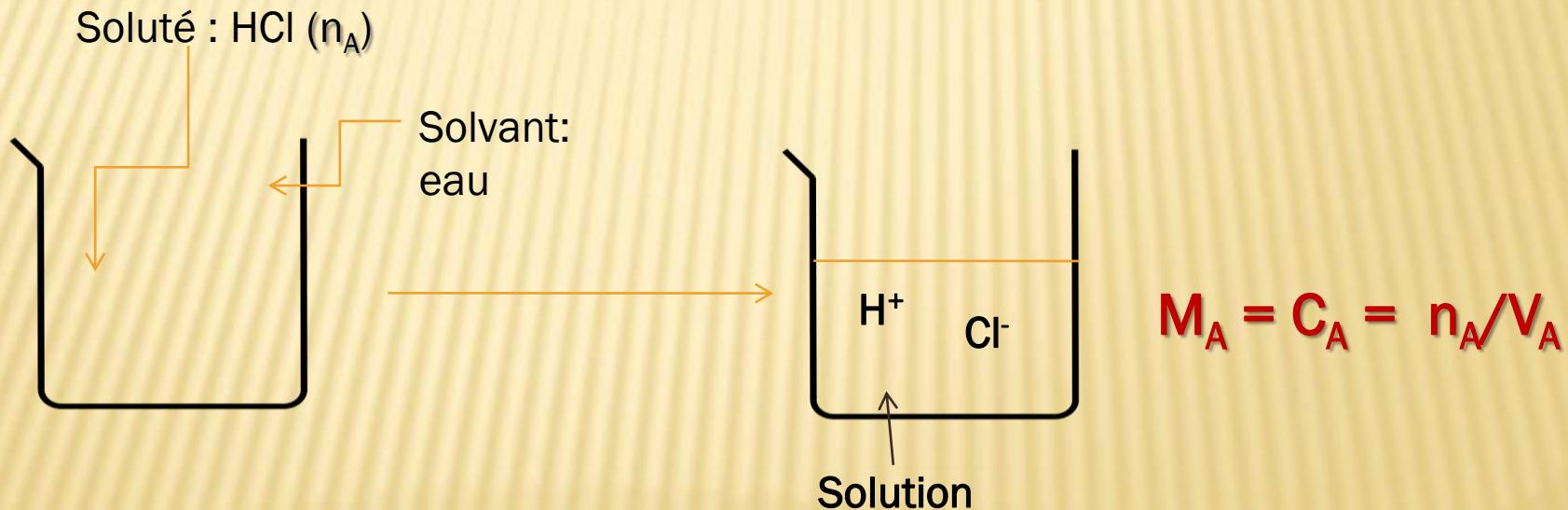
Sa dissociation est incomplète  
(Réaction équilibrée)



# Définition de la normalité et de la molarité

## Molarité 'M' ou concentration 'C'

C'est le nombre de **moles de soluté** (acide ou base) dissout dans le volume V de la solution.

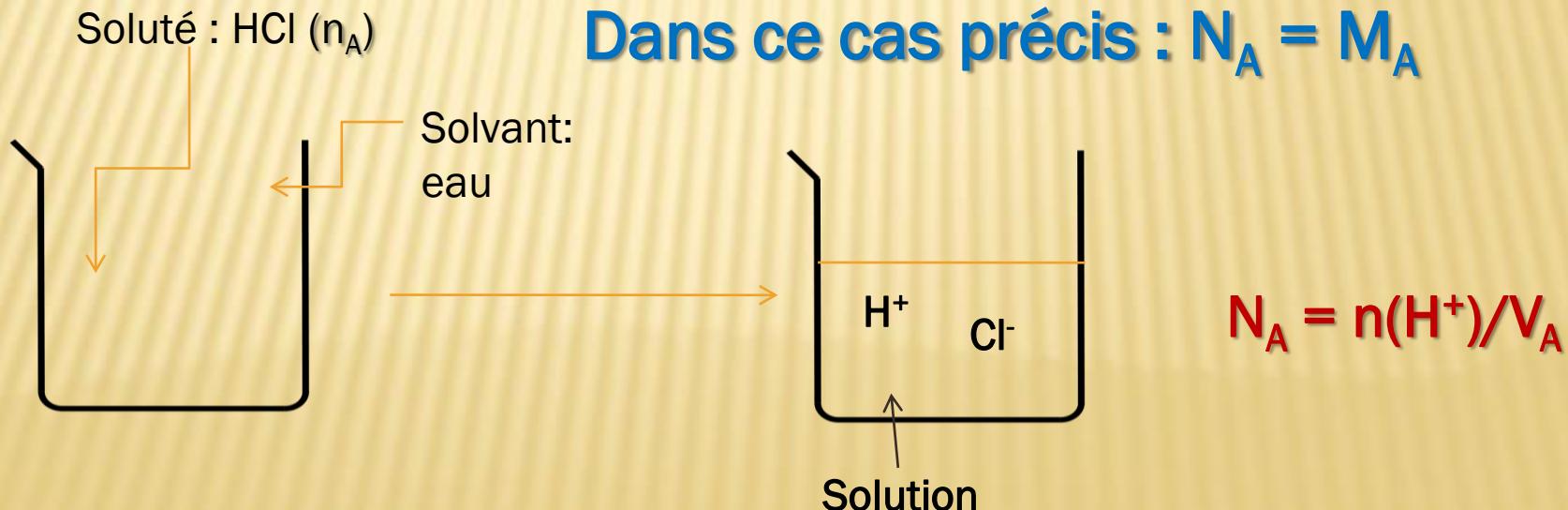


# Définition de la normalité et de la molarité

## Normalité 'N'

C'est le nombre **d'équivalent-grammes** de soluté (acide ou base) dissout dans le volume V de la solution.

C'est le nombre de **moles de protons H<sup>+</sup> libéré** par le soluté (acide) ou **capté** par le soluté (base) dissout dans le volume V de la solution.



# Définition de la normalité et de la molarité

## Normalité 'N'

**1 molécule HCl libère 1 ion H<sup>+</sup>**

**1 mole HCl libère 1 mole d'ions H<sup>+</sup>**

**2 moles HCl libèrent 2 moles d'ions H<sup>+</sup>**

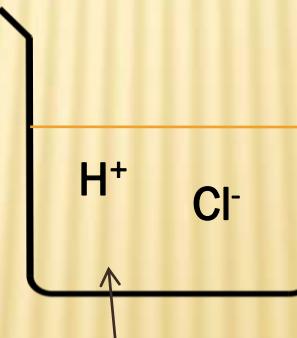
Soluté : HCl n<sub>A</sub> = 2 moles

Solvant : eau .  
V = 100 mL

$$M_A = C_A = n_A/V_A$$

$$\begin{aligned} M_A &= 20 \\ \text{moles/L} \end{aligned}$$

$$M_A = 20 \text{ M}$$



Solution  
V<sub>A</sub> = 100  
mL

**Dans ce cas précis : N<sub>A</sub> = M<sub>A</sub>**

$$N_A = n(H^+)/V_A$$

$$N_A = 2 \text{ moles}$$

$$H^+/0,1L$$

$$N_A = 20 \text{ eq-g/L}$$

$$N_A = 20 \text{ N}$$

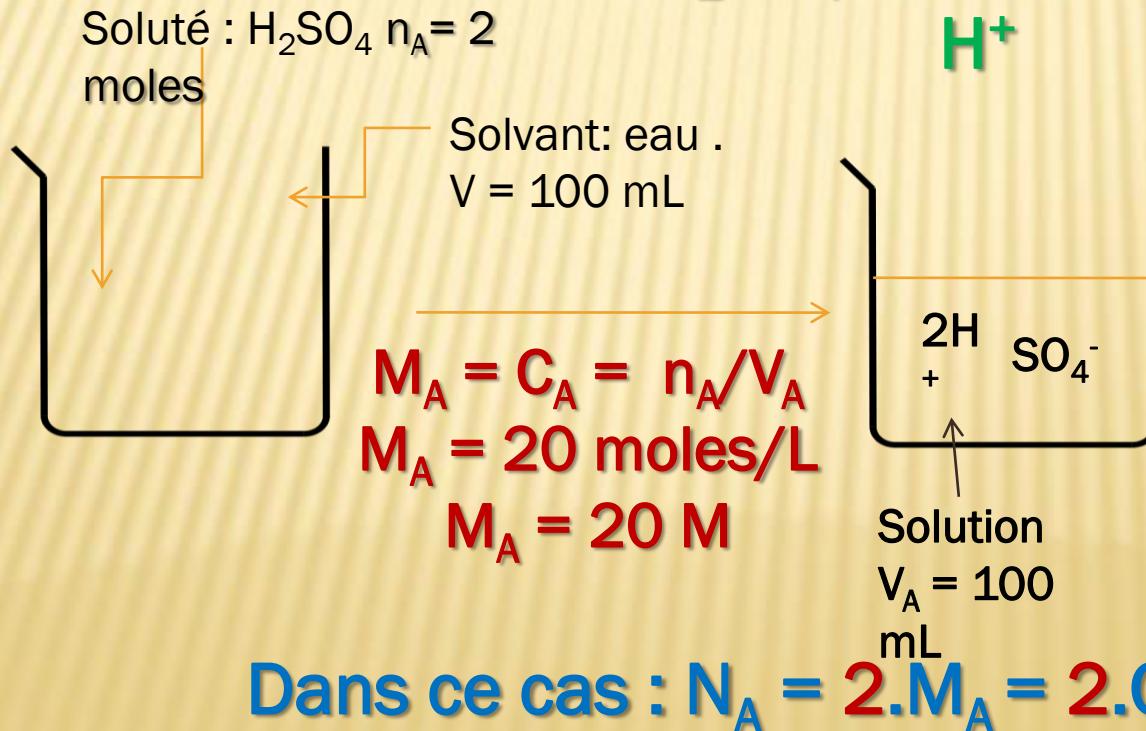
# Définition de la normalité et de la molarité

## Normalité 'N'

1 molécule  $\text{H}_2\text{SO}_4$  libère 2 ion  $\text{H}^+$

1 mole  $\text{H}_2\text{SO}_4$  libère 2 moles d'ions  $\text{H}^+$

2 moles  $\text{H}_2\text{SO}_4$  libèrent 4 moles d'ions



# Définition de la normalité et de la molarité

## Relation normalité ‘N’ et molarité ‘M’

Dans le cas général, on dit que :

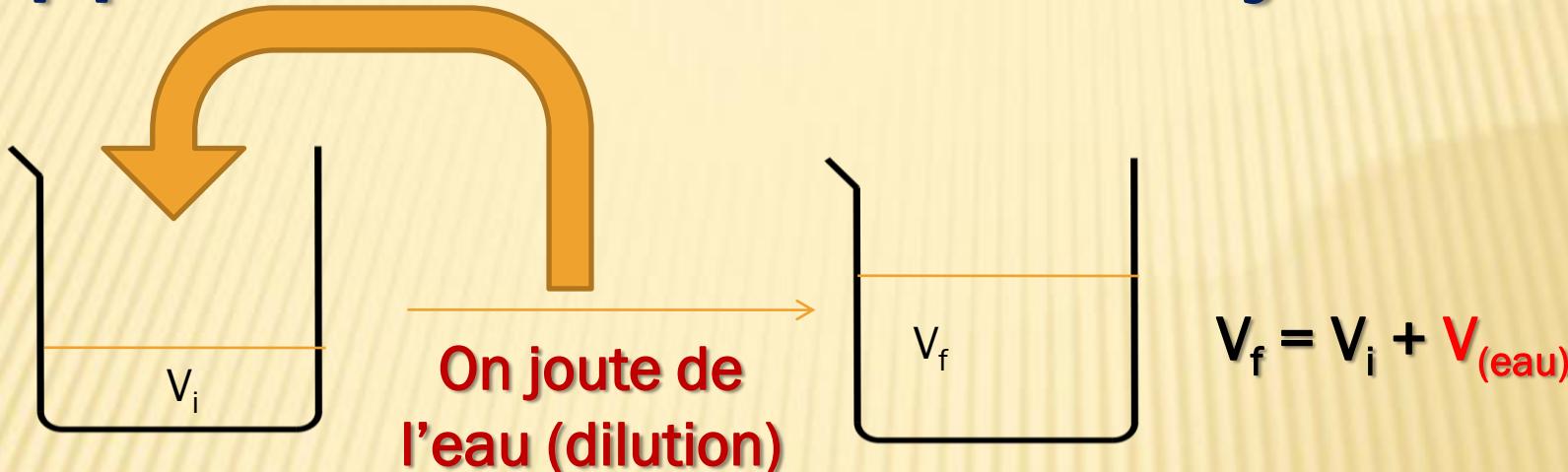
$$N_A = p \cdot M_A$$

Avec  $p$  : le nombre de protons échangés

Acide : libère  $p$  protons  $H^+$

Base : capte  $p$  protons  $H^+$

## Application sur les électrolytes forts



Solution initiale

$$n_i = C_i \cdot V_i$$

Solution finale

$$n_f = C_f \cdot V_f$$

Dans ce cas :  $n_i = n_f$

D'où :  $C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$

ou :  $N_i \cdot V_i = N_f \cdot V_f$

# Loi de dilution d'Oswald

## Application sur les électrolytes faibles

La dissociation dans un solvant comme l'eau n'est pas totale (incomplète)

D'après Oswald, à dilution infinie, la concentration tend vers zéro et la dissociation augmente

Coefficient de dissociation

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}}$$

Si  $C_0$  diminue et tend vers la valeur de  $K_a$



Le coefficient de dissociation tend vers 1

## Loi de dilution d'Oswald

# Application sur les électrolytes faibles

Exemple : NH<sub>3</sub> est un électrolyte faible et pKa = 9,3

Si la concentration initiale C : 10<sup>-5</sup> M

$$\alpha = 0,0071$$

Si la dilution est 10000 fois, la concentration initiale est divisée par 10000

concentration finale C' : 10<sup>-9</sup> M

$$\alpha' = 0,71$$

C > C' d'où  $\alpha < \alpha'$

# La force et le pH des électrolytes

**Electrolyte  
fort**

Acide fort

Base forte

Des électrolytes qui se dissout complètement  
(Réaction totale)

**Electrolyte  
faible**

Acide faible

Base faible

Des électrolytes qui se dissout partiellement  
(Equilibre)

# La force et le pH des électrolytes

## Définition du pH

C'est un paramètre qui permet de déterminer le caractère acide ou basique d'un électrolyte connaissant la quantité des ions H<sup>+</sup> (ou OH<sup>-</sup>) présentes dans la solution. Le pH est définie:

$$\text{pH} = - \log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = - \log N_A$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$



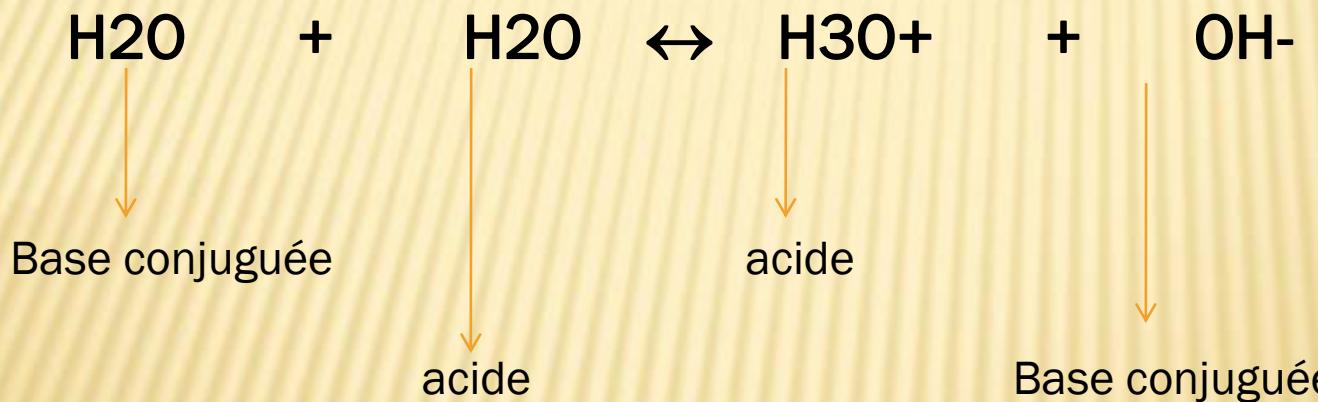
# La force et le pH des électrolytes

## Auto-dissociation de l'eau

L'eau est un électrolyte **amphotère** faible

L'eau se comporte comme :

Acide faible ou base faible



Couples acide/Base conjuguée



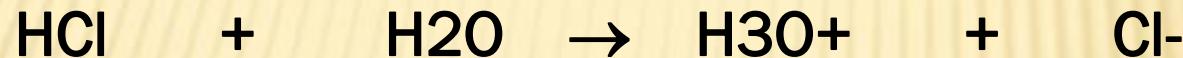
$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\text{p}K_e = -\text{Log}K_e = 14$$

# La force et le pH des électrolytes

## Electrolyte fort

### Acide fort



$t = 0$	$C_A$	$\rightarrow$	0	0
$t \text{ final}$	0	$\rightarrow$	$C_A$	$C_A$

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = C_A$$

pH = - Log [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]

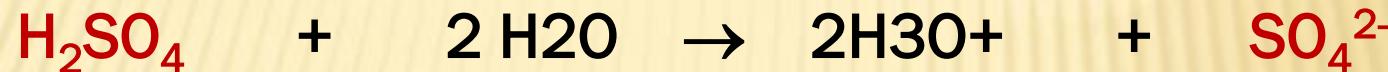
D'où pH = - Log C<sub>A</sub>

Valable pour un monoacide

# La force et le pH des électrolytes

## Electrolyte fort

### Acide fort



$t = 0$	$C_A$	$\rightarrow$	0	0
$t \text{ final}$	0	$\rightarrow$	$2C_A$	$C_A$

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = [\text{SO}_4^{2-}] = C_A$$

$$[\text{H}^+] = 2C_A$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

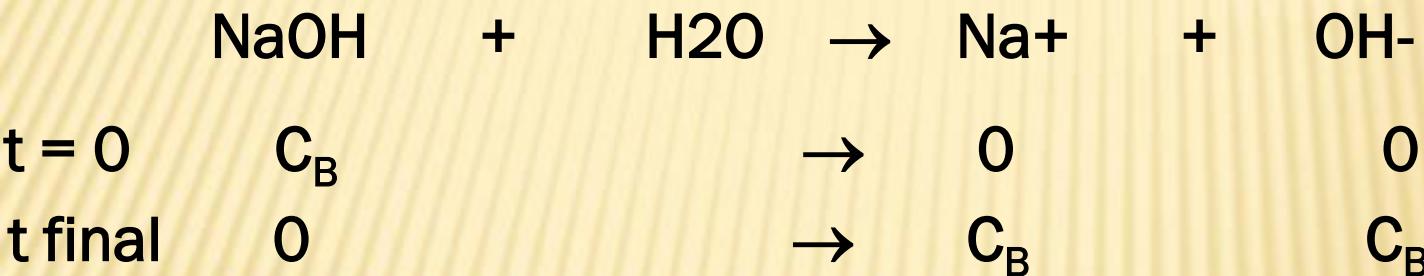
$$\text{D'où pH} = -\log 2C_A$$

Valable pour un diacide

# La force et le pH des électrolytes

## Electrolyte fort

### Base forte



$$[\text{NaOH}] = [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = C_B$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \end{array} \right\} \text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-]$$

D'où :  $\text{pH} = 14 + \log C_B$  Valable pour un monobase forte

# La force et le pH des électrolytes

Pr. A.SAADI 08/05/2023

## Electrolyte faible

### Acide faible



$t = 0$	$C_A$	$\leftrightarrow$	0	0
$t_{eq}$	$C_A - x$	$\leftrightarrow$	x	$[H_3O^+] = [R\text{-COO}^-] = x$
$t_{eq}$	$(1-\alpha).C_A$	$\leftrightarrow$	$\alpha. C_A$	$\alpha. C_A$

Le coefficient de dissociation

$$\alpha = x/C_A \rightarrow x = \alpha. C_A$$

$$0 < \alpha < 1$$

Couples acide/Base conjuguée



$$pH = -\log [H_3O^+] \quad \text{Avec : } [H_3O^+] = x = \alpha. C_A$$

D'où  $pH = -\log \alpha. C_A$

Valable pour un monoacide faible

# La force et le pH des électrolytes

## Electrolyte faible

### Acide faible



$t = 0$	$C_A$	$\leftrightarrow$	0	0
$t_{eq}$	$C_A - x$	$\leftrightarrow$	x	$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{R-COO}^-] = x$
$t_{eq}$	$(1-\alpha).C_A$	$\leftrightarrow$	$\alpha. C_A$	$\alpha. C_A$

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{R-COO}^-]}{[\text{R-COOH}]}$$

Constante d'acidité du couple R-COOH/R-COO-

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{R-COOH}]}$$

$$pK_A = -\log K_A$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_A - \log C_A)$$

Valable pour un monoacide faible

# La force et le pH des électrolytes

## Electrolyte faible

### Base faible



$t = 0$	$C_B$	$\leftrightarrow$	0	0
$t_{eq}$	$C_B - x$	$\leftrightarrow$	x	$x[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = x$
$t_{eq}$	$(1-\alpha).C_B$	$\leftrightarrow$	$\alpha. C_B$	$\alpha. C_B$
			$0 < \alpha < 1$	

Le coefficient de dissociation  
 $\alpha = x/C_B \rightarrow x = \alpha. C_B$

Couples acide/Base conjuguée  
 $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$   
 $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] \quad \text{Avec : } [\text{OH}^-] = x = \alpha. C_B$$

D'où  $\text{pH} = 14 + \log \alpha. C_B$  Valable pour une monobase faible

# La force et le pH des électrolytes

## Electrolyte faible

### Base faible



$t = 0$	$C_B$	$\leftrightarrow$	0	0
$t_{eq}$	$C_B - x$	$\leftrightarrow$	x	$x[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = x$
$t_{eq}$	$(1-\alpha).C_B$	$\leftrightarrow$	$\alpha. C_B$	$\alpha. C_B$

$$K_B = \frac{[\text{NH}_4^+].[\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Constante de basicité du couple  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$

## Electrolyte faible

### Base faible

$$K_B = \frac{[NH_4^+].[OH^-]}{[NH_3]}$$

$$K_B = \frac{[OH^-]^2}{[NH_3]}$$

$$pH = 14 + \log [OH^-]$$

$$pK_B = -\log K_B$$

$$pK_A + pK_B = pK_e = 14$$

$$pH = 7 + \frac{1}{2} (pK_A + \log C_B)$$

Valable pour un monobase faible

## Electrolyte faible

### Solution tampon

C'est une solution à caractère faible dont le pH de cette solution na varie pas ou varie très peu

Elle est obtenue lorsqu'on a la présence :  
D'un acide faible avec sa base conjuguée,  
Ou d'une base faible avec son acide conjugué

## Electrolyte faible

### Solution tampon

On obtient cette solution de deux manières :

Lorsqu'on mélange, à proportion équimolaire, un acide faible (ex: CH<sub>3</sub>COOH) et sa base conjuguée (ex: CH<sub>3</sub>COOK) ou une base faible (ex: NH<sub>3</sub>) et son acide conjugué (NH<sub>4</sub>Cl)

A la demi-neutralisation d'un acide faible par une base forte ou d'une base faible par un acide fort

## Electrolyte faible

Solution tampon

**La valeur du pH d'une solution tampon reste voisine de pKa**

**La zone tampon :  $pK_a - 1 < pH < pK_a + 1$**

Le calcul du pH est obtenu selon la formule d'Henderson-Hasselbach

$$pH = pK_a + \log_{10}([\text{base}]/[\text{acide}])$$

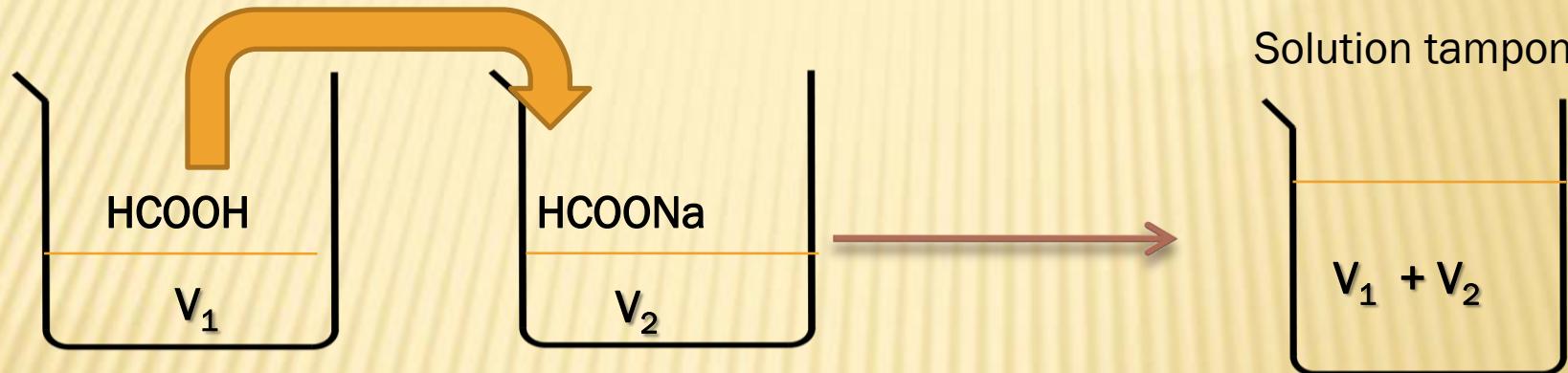
# La force et le pH des électrolytes

## Electrolyte faible

Pr. A.SAADI 08/05/2023

### Solution tampon

$$pK_a (\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-) = 3,75$$



Solution acide

$$n_a = C_a \cdot V_1 = 0,2 \text{ mol.}$$

Solution base

$$n_b = C_b \cdot V_2 = 0,1 \text{ mol.}$$

$$\text{pH} = pK_a + \log_{10}([\text{HCOO}^-]/[\text{HCOOH}])$$

$$[\text{HCOOH}] = 0,2/(V_1+V_2)$$

$$[\text{HCOO}^-] = 0,1/(V_1+V_2)$$

$$\text{pH} = 3,75 + \log 0,5$$

$$\text{pH} = 3,45$$

$$2,75 < 3,45 < 4,75$$

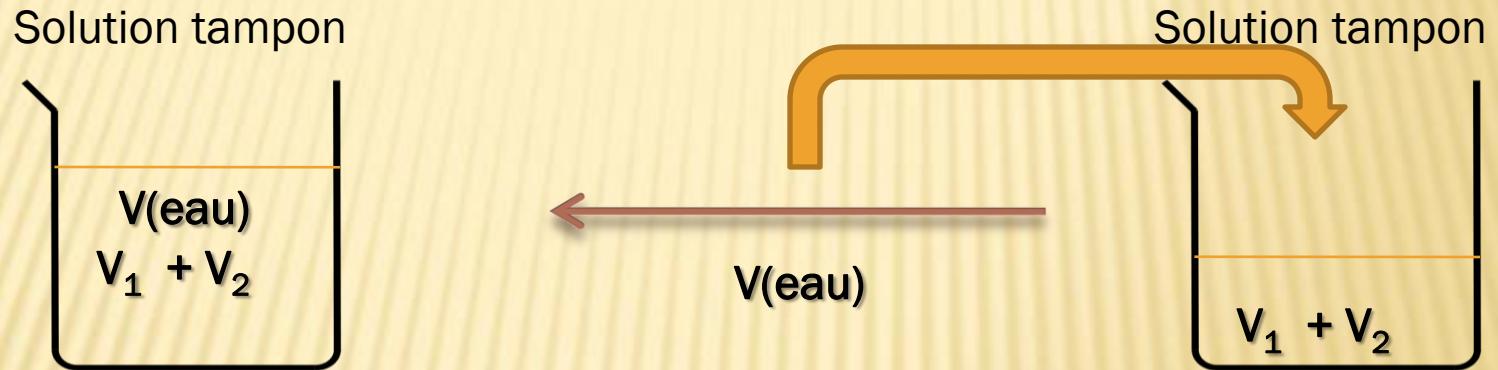
# La force et le pH des électrolytes

## Electrolyte faible

Pr. A.SAADI 08/05/2023

### Solution tampon

$$pK_a (\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-) = 3,75$$



$$\text{pH} = \text{pKa} + \log_{10}([\text{HCOO}^-]/[\text{HCOOH}])$$

$$[\text{HCOOH}]' = 0,2/(V_1+V_2+V_{\text{eau}})$$

$$[\text{HCOO}^-]' = 0,1/(V_1+V_2+V_{\text{eau}})$$

$$\text{pH} = 3,75 + \log 0,5$$

$$\text{pH} = 3,45$$

La dilution n'a aucun effet sur le pH de la solution tampon

# pH des électrolytes

$$\text{pH} = -\log C_A$$

Valable pour un monoacide fort

$$\text{pH} = 14 + \log C_B$$

Valable pour un monobase forte

$$\text{pH} = -\log \alpha \cdot C_A$$

Valable pour un monoacide faible

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_A - \log C_A)$$

Valable pour un monoacide faible

$$\text{pH} = 14 + \log \alpha \cdot C_B$$

Valable pour un monobase faible

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\text{p}K_A + \log C_B)$$

Valable pour un monobase faible

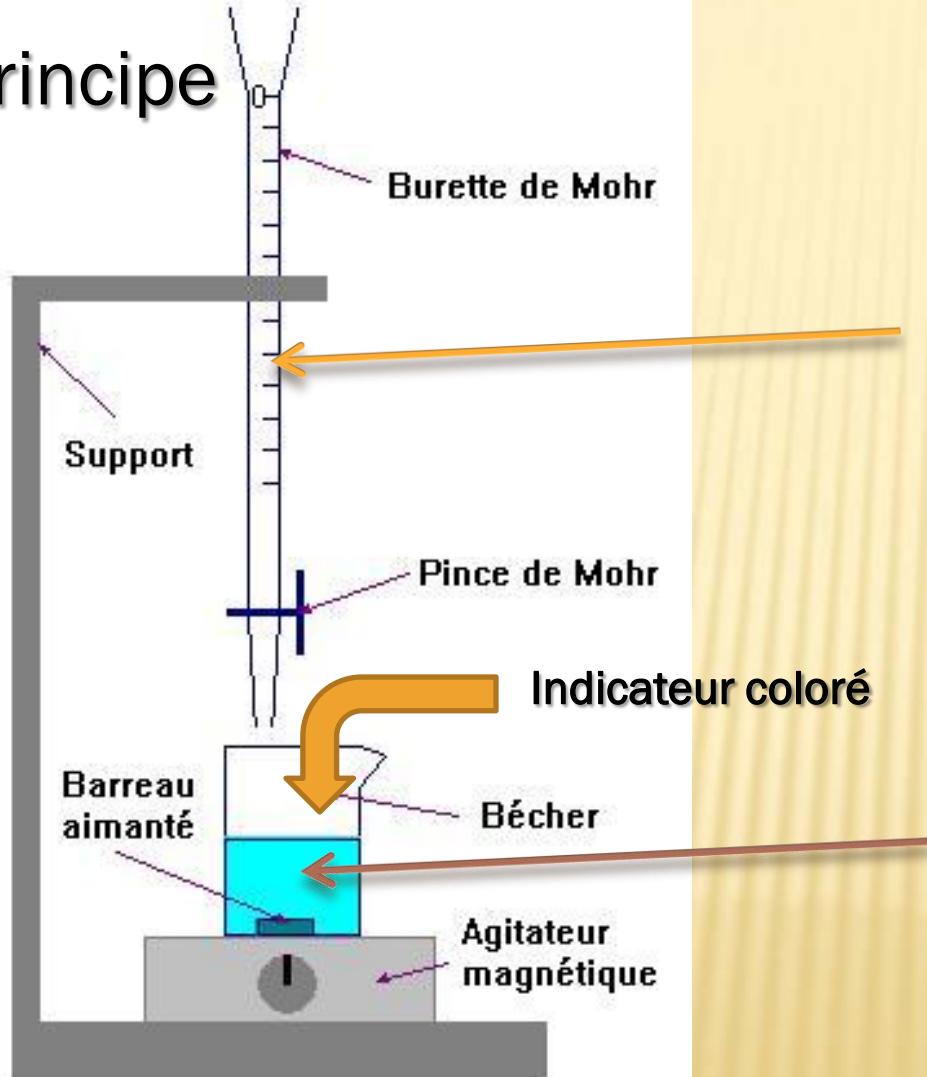
$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log (n_B/n_A)$$

Valable pour une solution tampon

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

### Principe



Electrolyte opposé de concentration connue et de volume versé connu

$$n_2 = C_2 \cdot V_2$$

Exemple : HCl

Electrolyte de concentration inconnue et de volume connu

$$n_1 = C_1 \cdot V_1$$

Exemple : NaOH

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

Pour déterminer la concentration d'un électrolyte inconnu, il faut toujours utiliser un électrolyte fort de concentration connue. On obtient 4 dosages:

**Dosage d'un acide fort inconnu par une solution de base forte connue**

**Dosage d'une base forte inconnue par une solution d'acide fort connu**

**Dosage d'un acide faible inconnu par une solution de base forte connue**

**Dosage d'une base faible inconnue par une solution d'acide fort connu**

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

### Principe

Il s'agit de réaliser un dosage des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  libérés par un acide inconnu avec des ions  $\text{OH}^-$  libérés par une base connue ou inversement selon la réaction:



Lorsque :  $n_A = n_B$  On obtient le **point équivalent**

C'est la neutralisation totale

Le dosage volumétrique passe par 3 domaines différents:

**Lorsque :  $n_A = n_B$  on parle de la neutralisation complète**

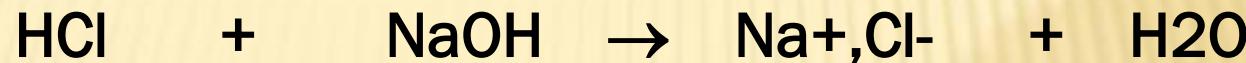
**Lorsque :  $n_A > n_B$  on parle d'un excès d'acide**

**Lorsque :  $n_A < n_B$  on parle d'un excès de base**

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'un acide fort inconnu par une solution de base forte connue**



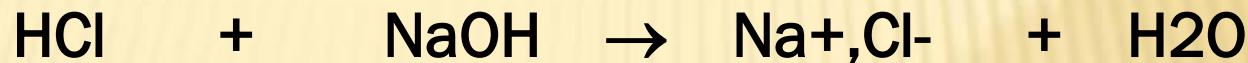
À l'instant 't'



# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'un acide fort inconnu par une solution de base forte connue**



Le 1<sup>er</sup> cas:



Solution finale est : **acide fort**

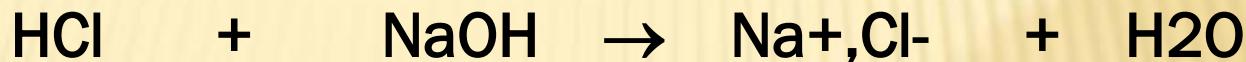
$$\text{pH} = -\log C_A$$

$$C_A = n_A / V_A$$

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'un acide fort inconnu par une solution de base forte connue**



Le 2<sup>ème</sup> cas:



Solution finale est : **Acide fort (Excès d'acide fort)**

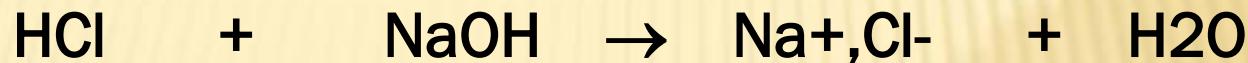
$$\text{pH} = -\log C'_A$$

$$C'_A = (n_A - n_B) / (V_A + V_B)$$

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'un acide fort inconnu par une solution de base forte connue**



Le 3<sup>ème</sup> cas:



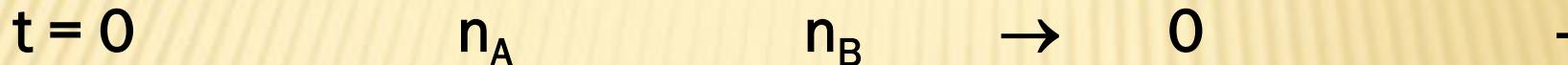
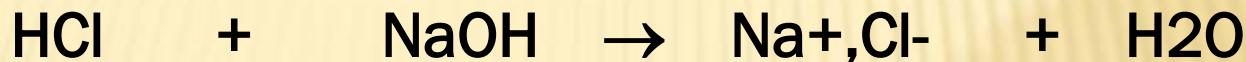
Solution finale est : **sel neutre**

$$\text{pH} = 7$$

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'un acide fort inconnu par une solution de base forte connue**



Le 4<sup>ème</sup> cas:



Solution finale est : **Base forte (Excès de BF)**

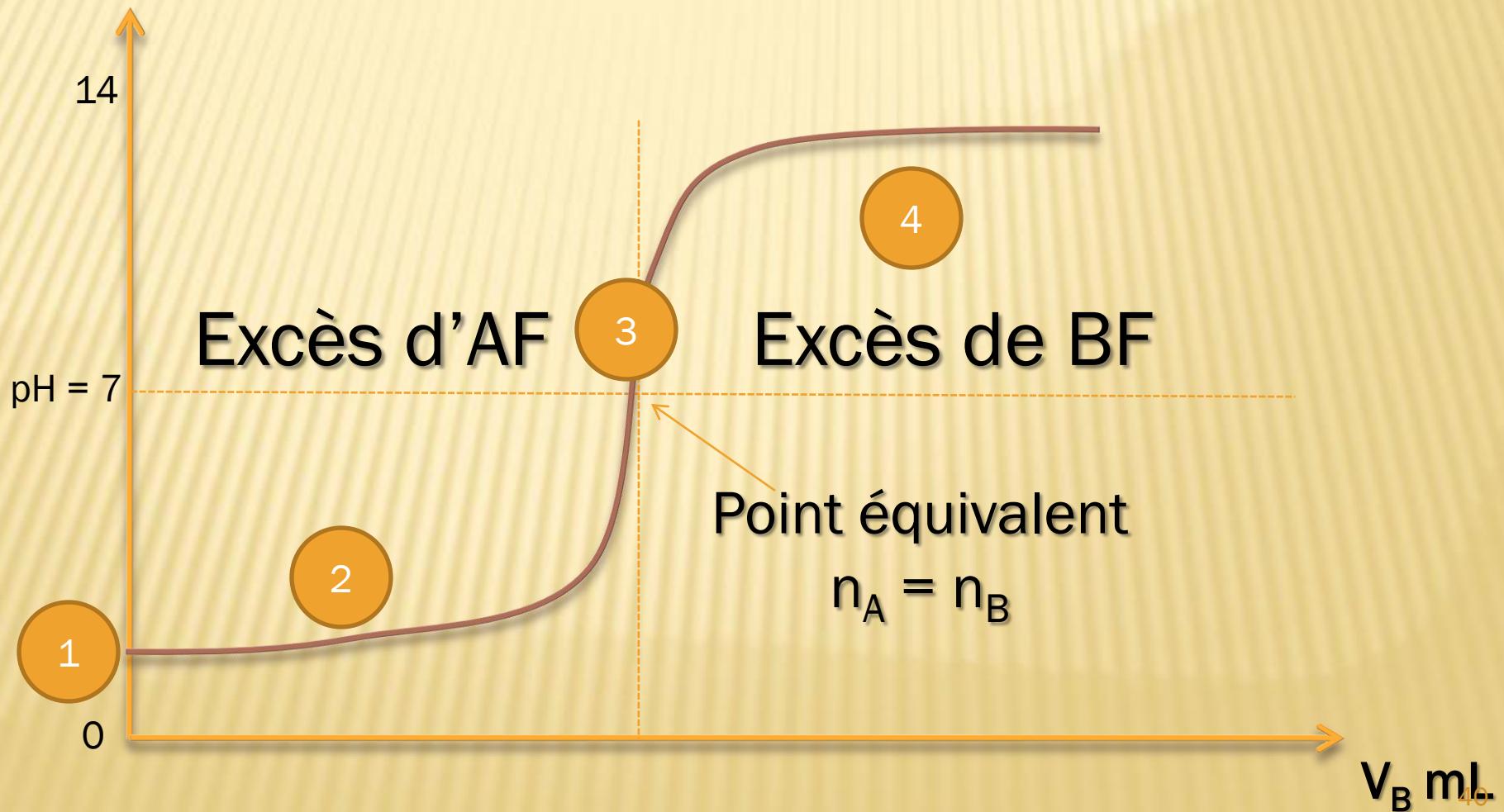
$$\text{pH} = 14 + \log C'_B$$

$$C'_B = (n_B - n_A) / (V_A + V_B)$$

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

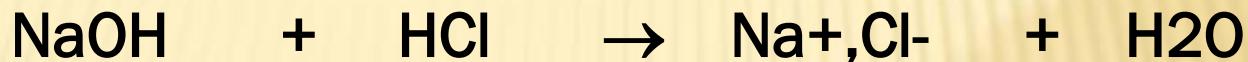
Dosage d'un acide fort inconnu par une solution de base forte connue



# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'une base forte inconnue par une solution d'acide fort connu**



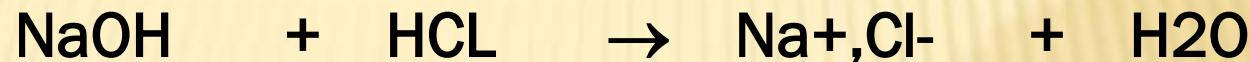
À l'instant 't'



# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'une base forte inconnue par une solution d'acide fort connu**



Le 1<sup>er</sup> cas:



Solution finale est : **Base forte**

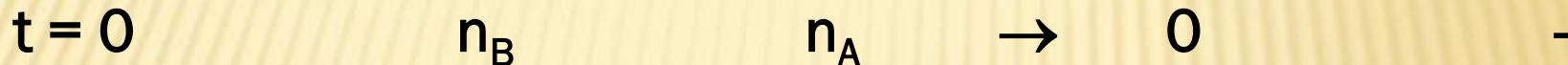
$$\text{pH} = 14 + \log C_B$$

$$C_B = n_B / V_B$$

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'une base forte inconnue par une solution d'acide fort connu**



Le 2<sup>ème</sup> cas:



Solution finale est : **Base forte (Excès de BF)**

$$\text{pH} = 14 + \log C'_B$$

$$C'_B = (n_B - n_A) / (V_A + V_B)$$

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'une base forte inconnue par une solution d'acide fort connu**



Le 3<sup>ème</sup> cas:



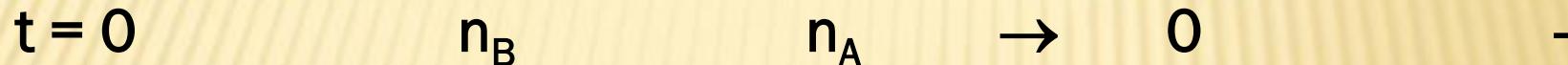
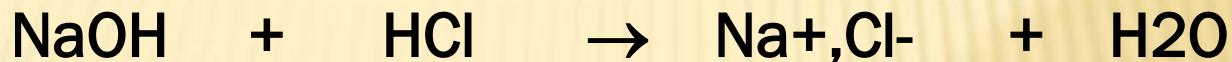
Solution finale est : **sel neutre**

$$\text{pH} = 7$$

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'une base forte inconnue par une solution d'acide fort connu**



Le 4<sup>ème</sup> cas:



Solution finale est : **Acide fort (Excès d'AF)**

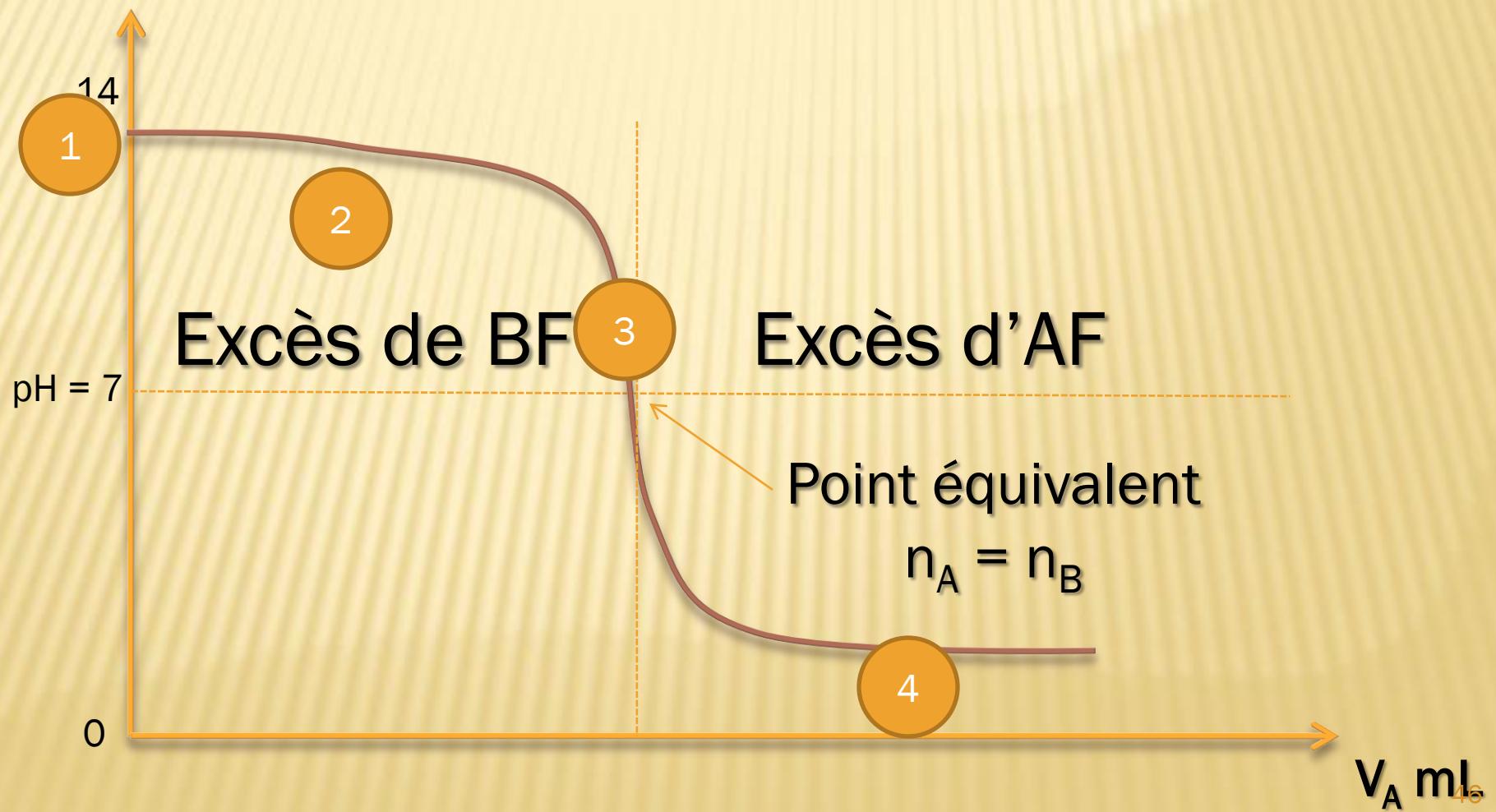
$$\text{pH} = -\log C'_A$$

$$C'_A = (n_A - n_B) / (V_A + V_B)$$

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

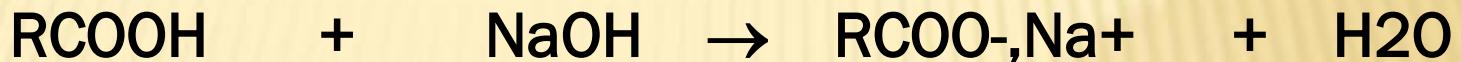
Dosage d'un acide fort inconnu par une solution de base forte connue



# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'un acide faible inconnu par une solution de base forte connue**



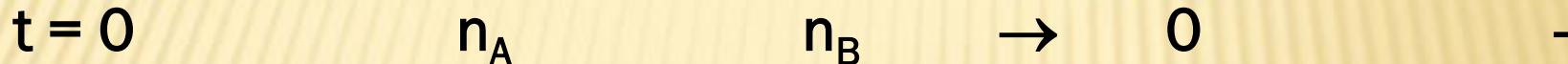
À l'instant 't'



# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'un acide faible inconnu par une solution de base forte connue**



À l'instant 't'

1<sup>er</sup> cas:



Solution finale est : **acide faible**

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_A - \log C_A)$$

$$C_A = n_A / V_A$$

$$\text{pK}_A (\text{RCOOH}/\text{RCOO-})$$

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'un acide faible inconnu par une solution de base forte connue**



À l'instant 't'



Solution finale est : **solution tampon**

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log(n_B / (n_A - n_B))$$

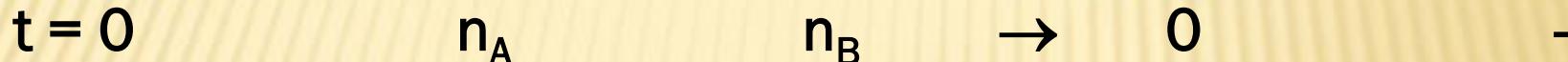
Cas particulier : la demi-neutralisation, on a :  $n_B = n_A/2$

$$\text{pH} = \text{p}K_A$$

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'un acide faible inconnu par une solution de base forte connue**



À l'instant 't'



Solution finale est : **sel base faible**

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\text{pK}_A + \log C_{\text{sel}})$$

$$C_{\text{sel}} = (n_A / (V_A + V_B)) = (n_B / (V_A + V_B))$$

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'un acide faible inconnu par une solution de base forte connue**



$$t = 0 \quad n_A \quad n_B \quad \rightarrow \quad 0 \quad -$$

À l'instant 't'

$$\text{Si } n_B > n_A \quad 0 \quad n_B - n_A \quad \rightarrow \quad n_{\text{sel}} = n_A \quad -$$

Solution finale est : **Base Forte (excès de BF)**

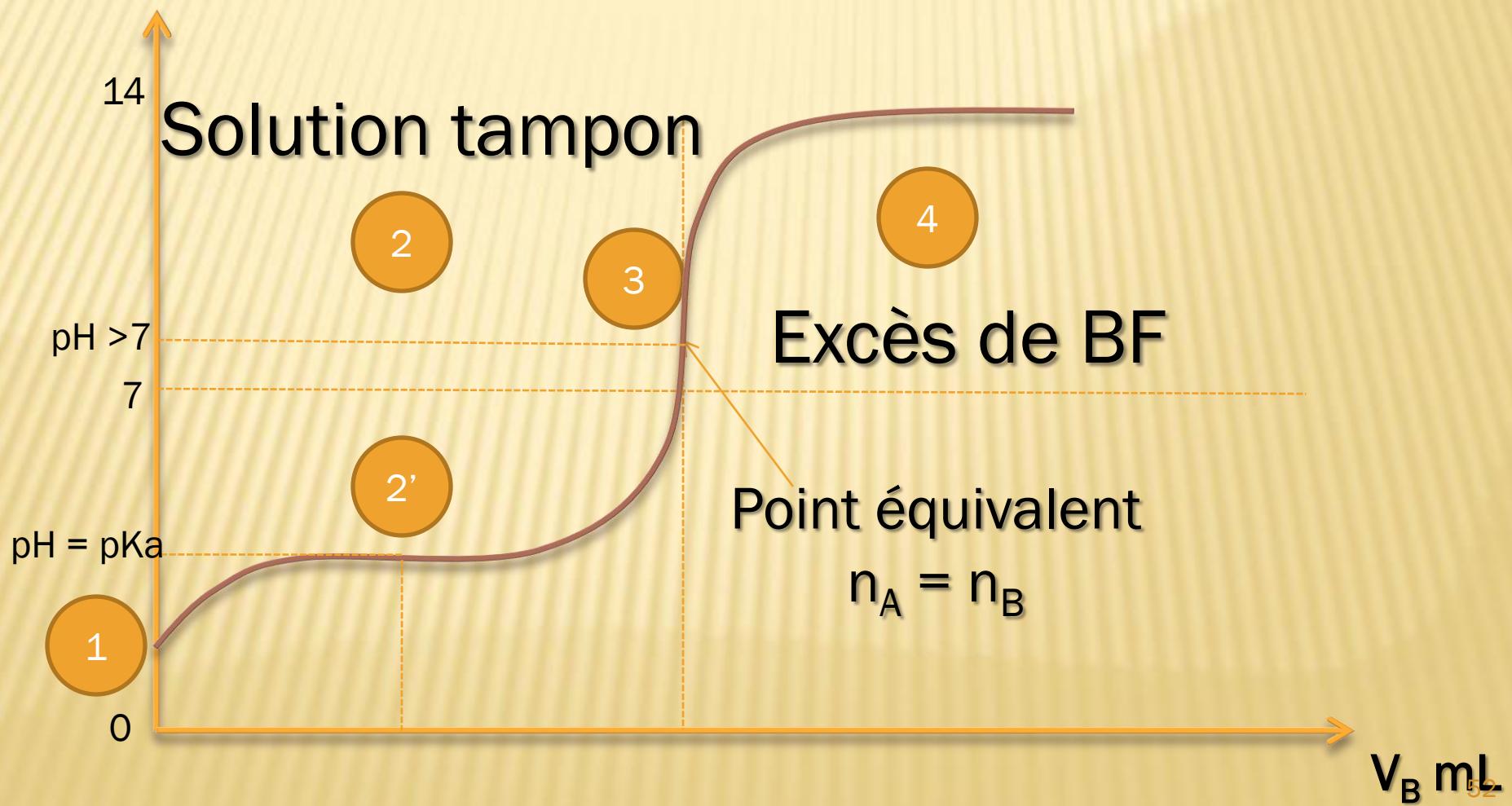
$$\text{pH} = 14 + \log C'_B$$

$$C'_B = (n_B - n_A) / (V_A + V_B)$$

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

Dosage d'un acide faible inconnu par une solution de base forte connue



# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'une base faible inconnue par une solution d'acide fort connu**



À l'instant 't'



# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'une base faible inconnue par une solution d'acide fort connu**



À l'instant 't'



Solution finale est : **base faible**

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\text{pK}_A + \log C_B)$$

$$C_B = n_B / V_B$$

$$\text{pK}_A (\text{NH}_4^+/\text{NH}_3)$$

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'une base faible inconnue par une solution d'acide fort connu**



À l'instant 't'



Solution finale est : **solution tampon**

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log(n_B - n_A / n_A)$$

Cas particulier : la demi-neutralisation, on a :  $n_A = n_B/2$

$$\text{pH} = \text{p}K_A$$

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'une base faible inconnue par une solution d'acide fort connu**



À l'instant 't'



Solution finale est : **sel d'acide faible**

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_A - \log C_{\text{sel}})$$

$$C_{\text{sel}} = (n_A / (V_A + V_B)) = (n_B / (V_A + V_B))$$

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

**Dosage d'une base faible inconnue par une solution d'acide fort connu**



À l'instant 't'



Solution finale est : **solution d'acide fort (excès AF)**

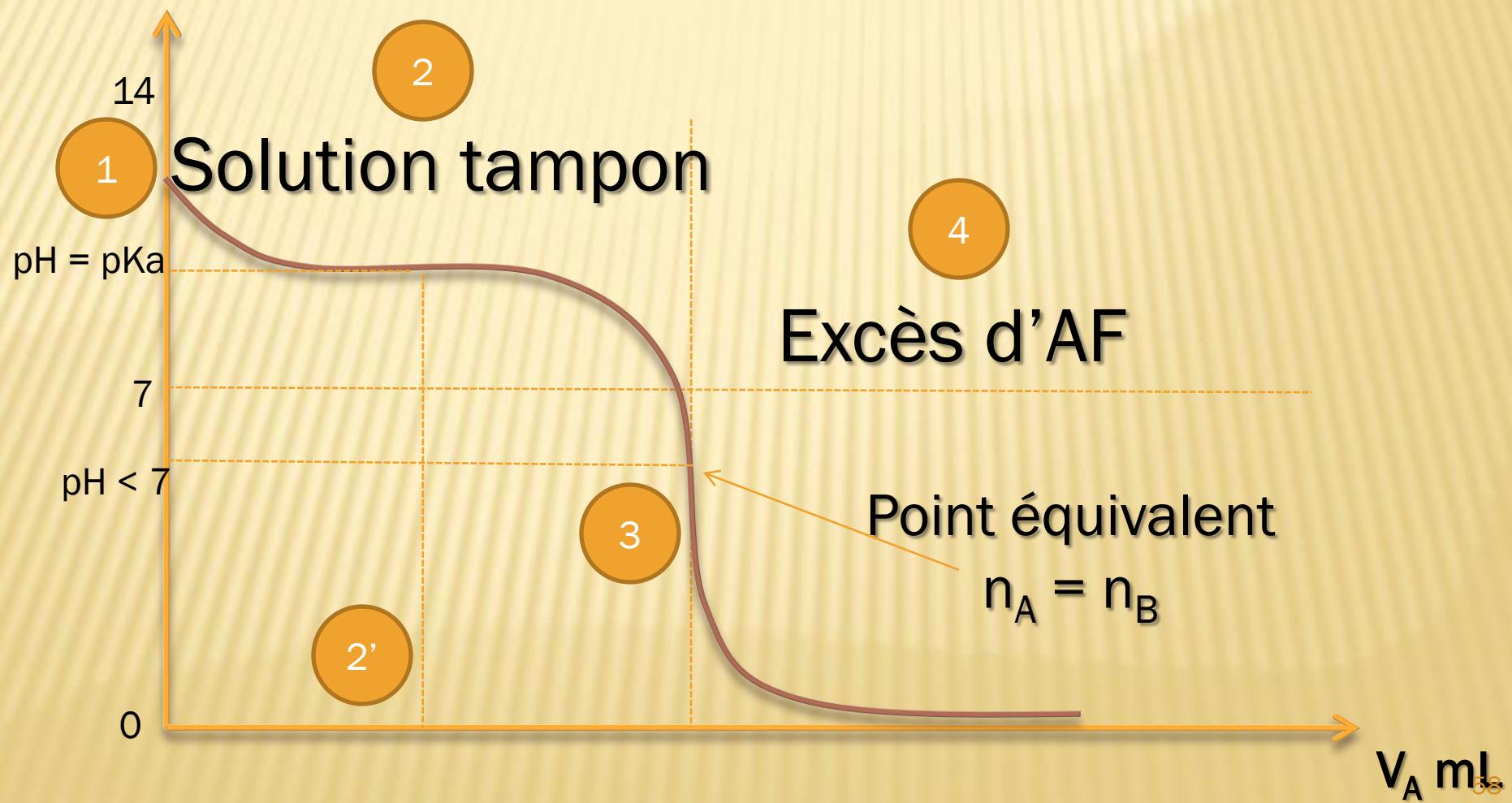
$$\text{pH} = -\log C'_A$$

$$C'_A = (n_A - n_B) / (V_A + V_B)$$

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

Dosage d'une base faible inconnue par une solution d'acide fort connu



# Application : Exercice N°08

## Dosage d'une base faible inconnue par une solution d'acide fort connu

## Exercice 8

La neutralisation de la solution de la méthylamine ( $\text{CH}_3\text{NH}_2$ ) par une solution de HCl, donne au point équivalent un pH = 5,61. La solution D du sel obtenue au point de neutralisation a un volume égal à 125 ml, le sel obtenu est de concentration égale à 0,12 M. La courbe de neutralisation est donnée par la figure ci-contre.

1. Ecrire la réaction de neutralisation.
  2. Calculer la concentration de la base et de l'acide



## Base faible

## Sel acide faible



$$\text{Si } n_A = n_B \quad 0 \quad 0 \quad \rightarrow \quad n_{\text{sel}} = n_B = n_A$$

$$pK_a (\text{CH}_3\text{-NH}_2^+ / \text{CH}_3\text{-NH}_2) = ???$$

$$C_{sel} = 0,12 \cdot M = n_{(sel)} / V_{total} = n_B / V_{total} = n_A / V_{total}$$

$$n_B = n_A = n_{sel} = C_{sel} \cdot V_{total} = 0,12 * 0,125 = 0,015 \text{ mol.}$$

## Application : Exercice N°08

### Dosage d'une base faible inconnue par une solution d'acide fort connu

#### 2. Calculer la concentration de la base et de l'acide

Calcul de la concentration de HCl:  $C_A = ??$

$$n_B = n_A = 0,015 \text{ mol.}$$

Dans le graphe, la solution D c'est la neutralisation totale

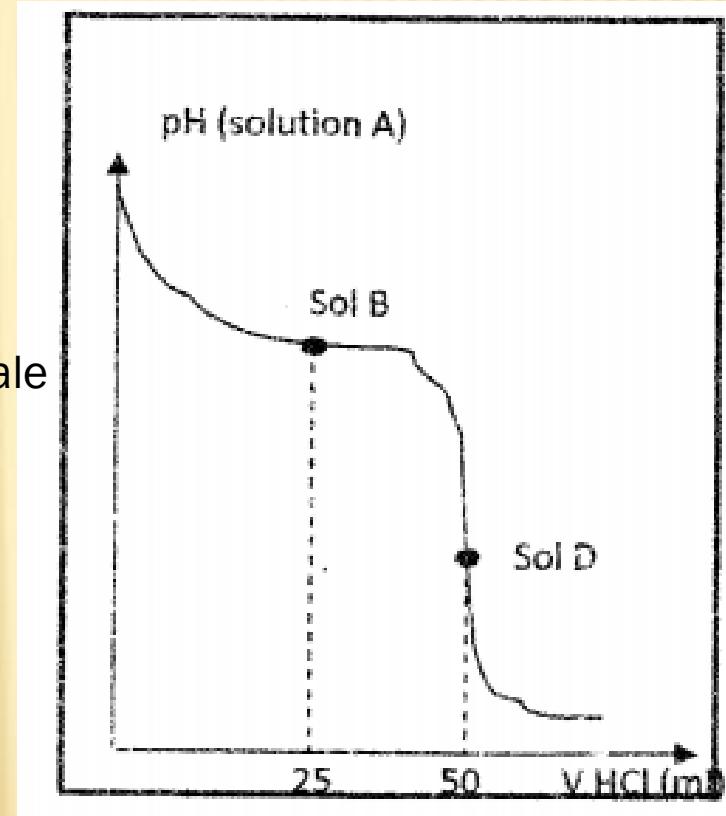
$$V \text{ HCl} = V_A = 50 \text{ mL} = 0,05 \text{ L}$$

$$C_A = n_A / V_A = 0,015 / 0,05 = 0,3 \text{ M}$$

Calcul de la concentration de  $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ :  $C_B = ??$

$$V_B = V \text{ total} - V_A = 125 - 50 = 75 \text{ mL} = 0,075 \text{ L}$$

$$C_B = n_B / V_B = 0,015 / 0,075 = 0,2 \text{ M}$$



## Application : Exercice N°08

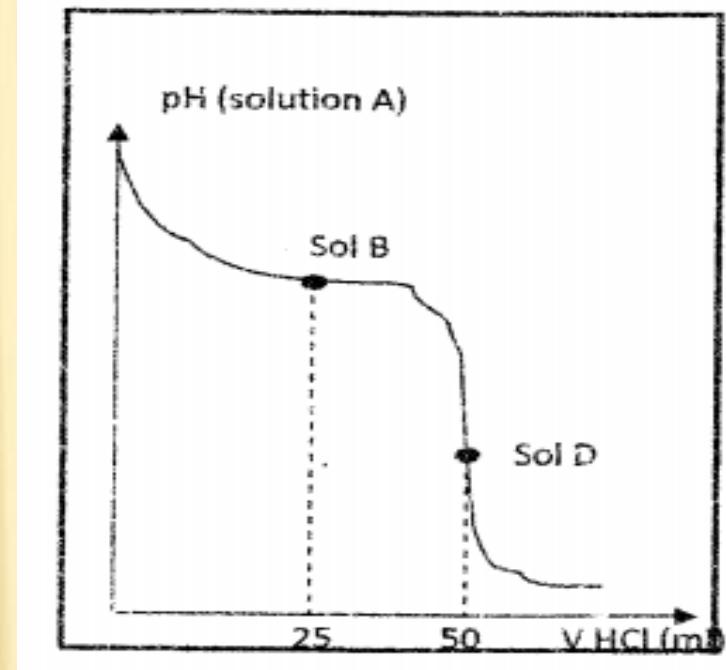
### Dosage d'une base faible inconnue par une solution d'acide fort connu

3. Déterminer le pKa du couple  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$

Dans le graphe, la solution B c'est la  $\frac{1}{2}$  neutralisation

**Cas particulier : la demi-neutralisation,**  
on a :  $V_A$  (demi-neutralisation) c'est la moitié de  
 $V_A$  de la neutralisation:

$$\text{pH} = \text{pK}_A$$



On ne peut pas le déterminer graphiquement. Il faut le calculer à la neutralisation : pH est donné = 5,61.

A la neutralisation: la solution finale est sel acide faible  $\text{CH}_3\text{-NH}_2^+, \text{Cl}^-$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_A - \log C_{\text{sel}}) \text{ Donc: } \text{pK}_A = 2\text{pH} + \log C_{\text{sel}}$$

$$\text{pK}_A = 2 * 5,61 + \log 0,12 = 10,3$$

## Application : Exercice N°08

### Dosage d'une base faible inconnue par une solution d'acide fort connu

#### 4. Calculer le pH de la solution A

C'est la solution du méthylamine: base faible

$$pK_A = 10,3$$

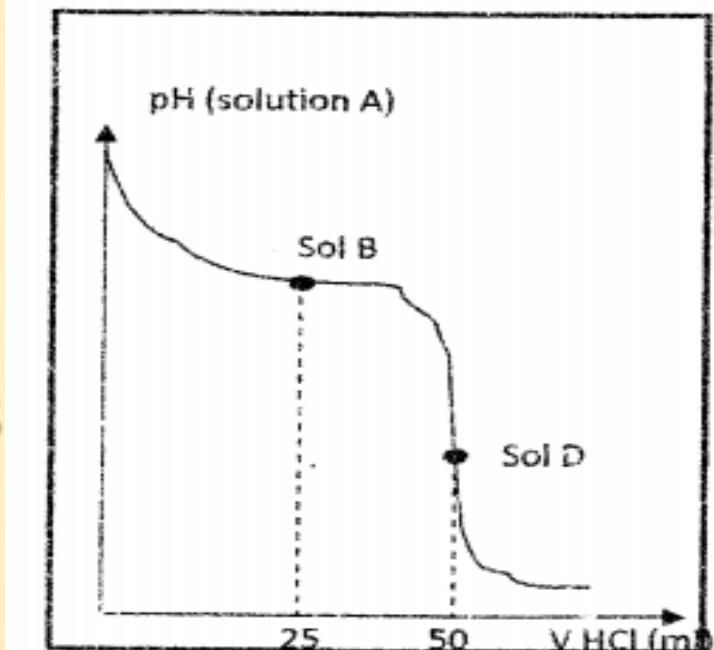
$$C_B = 0,2 \text{ M}$$

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (pK_A + \log C_B) = 11,8$$

#### 5. Quelle est la valeur du pH de la solution B ?

C'est la solution du HCl : Acide fort  $C_A = 0,3 \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log C_A = 0,52$$



## Application : Exercice N°08

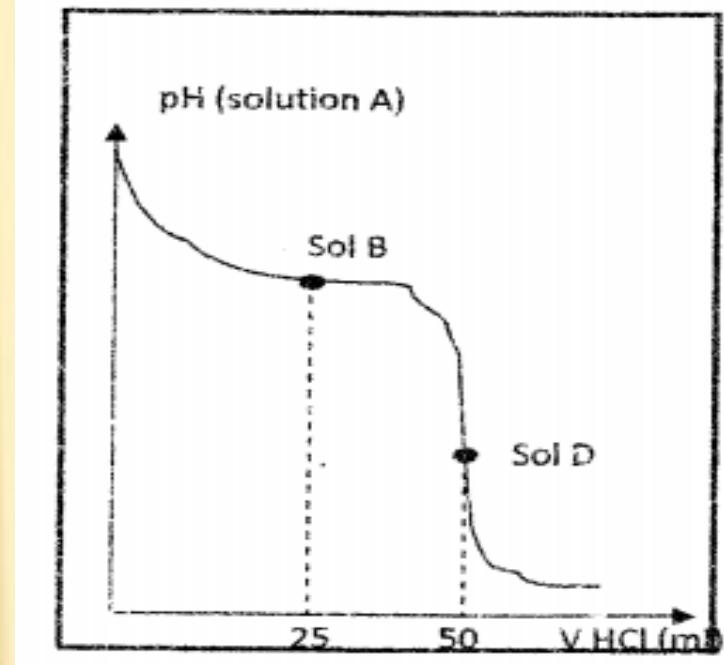
### Dosage d'une base faible inconnue par une solution d'acide fort connu

6. A la solution (B), on ajoute 100 ml d'eau. Que devient le pH ?

**La solution B est une solution tampon.  
La  $\frac{1}{2}$  neutralisation fait partie du domaine de la solution tampon:**

$$\textbf{pH} = \textbf{pK}_A \quad \text{Le pH ne varie pas.}$$

7. A la solution D, on ajoute 100ml de HCl. Calculer le pH de la solution obtenue ?



Dans ce cas, on dépassera la neutralisation. C'est un excès d'acide fort.

La solution finale est acide fort  $C_A = 0,3 \text{ M}$  donc  $n'_A = C_A \cdot V_A = 0,03 \text{ M}$

$$\textbf{pH} = -\text{Log } C'_A \quad C'_A = (0,03) / (V_A + V_B) = (0,03) / (0,075 + 0,15)$$

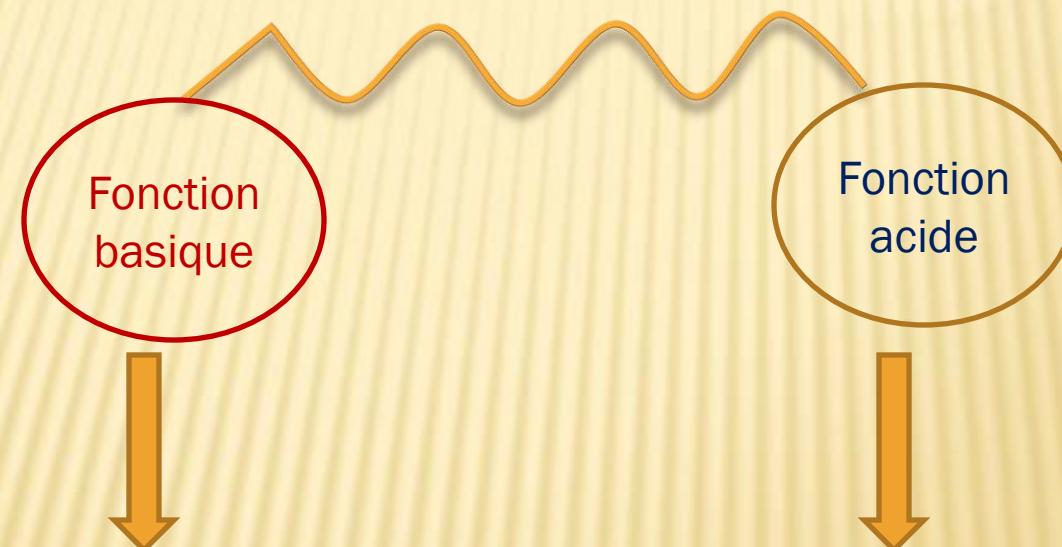
$$\textbf{pH} = -\text{Log } 0,225 = 0,65$$

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

### Indicateur coloré

C'est une substance à caractère acido-basique très faible colorée



Réaction avec une acide

Donne une couleur  
'A'

Réaction avec une base

Donne une couleur  
'B'

Un indicateur coloré change de couleur selon le milieu où il se trouve

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

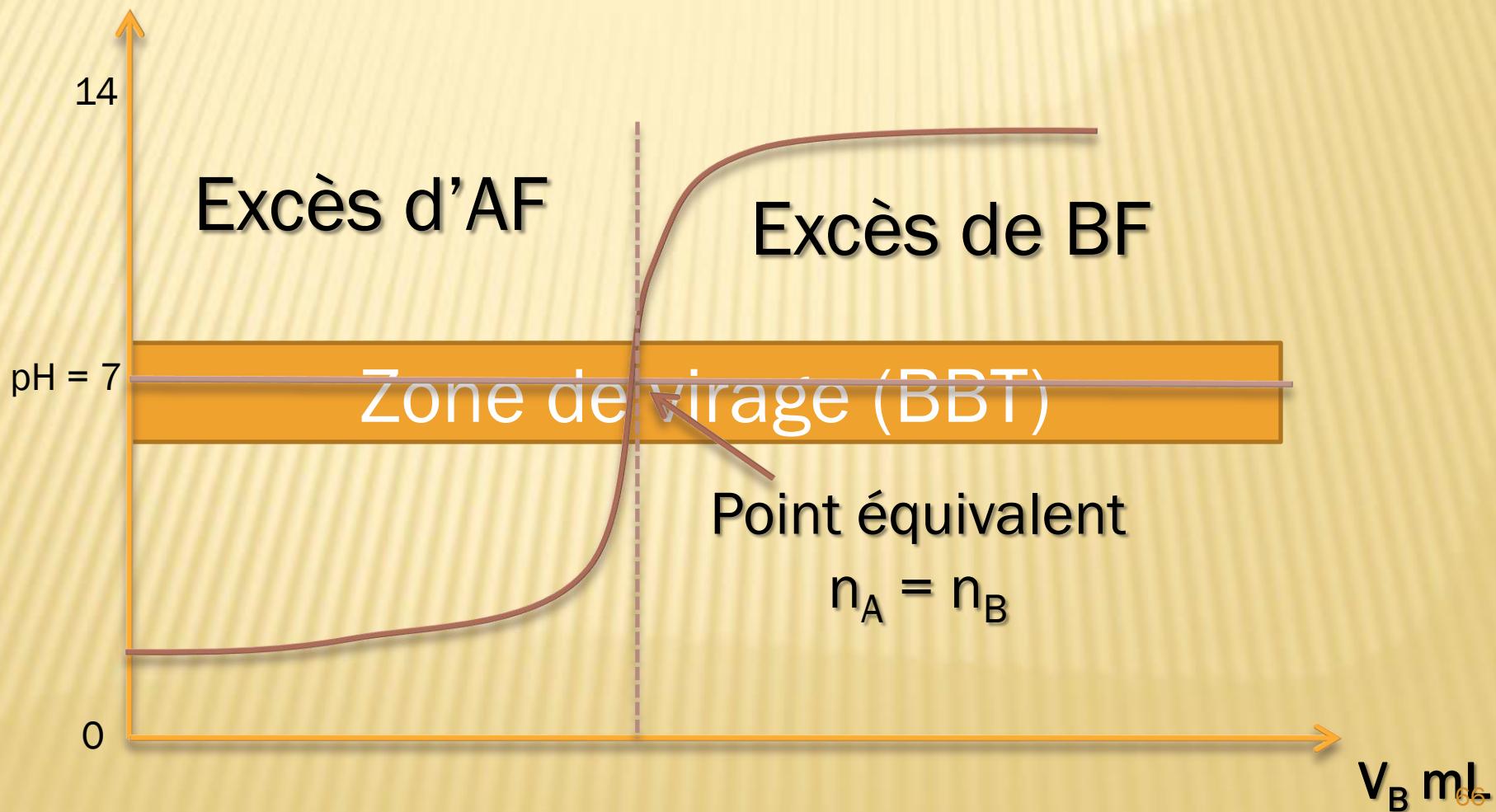
### Indicateur coloré

Indicateur coloré	Première couleur	Domaine du pH Zone de virage	Changement de couleur
Héliantine (rouge méthyle)	Rouge	3,1-4,4	Orange
Bleu de bromothymol (BBT)	Jaune	6,2-7,6	Bleu
Phénolphtaléine ( $\phi\phi$ )	Incolore	8,0-10,0	Rouge

# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

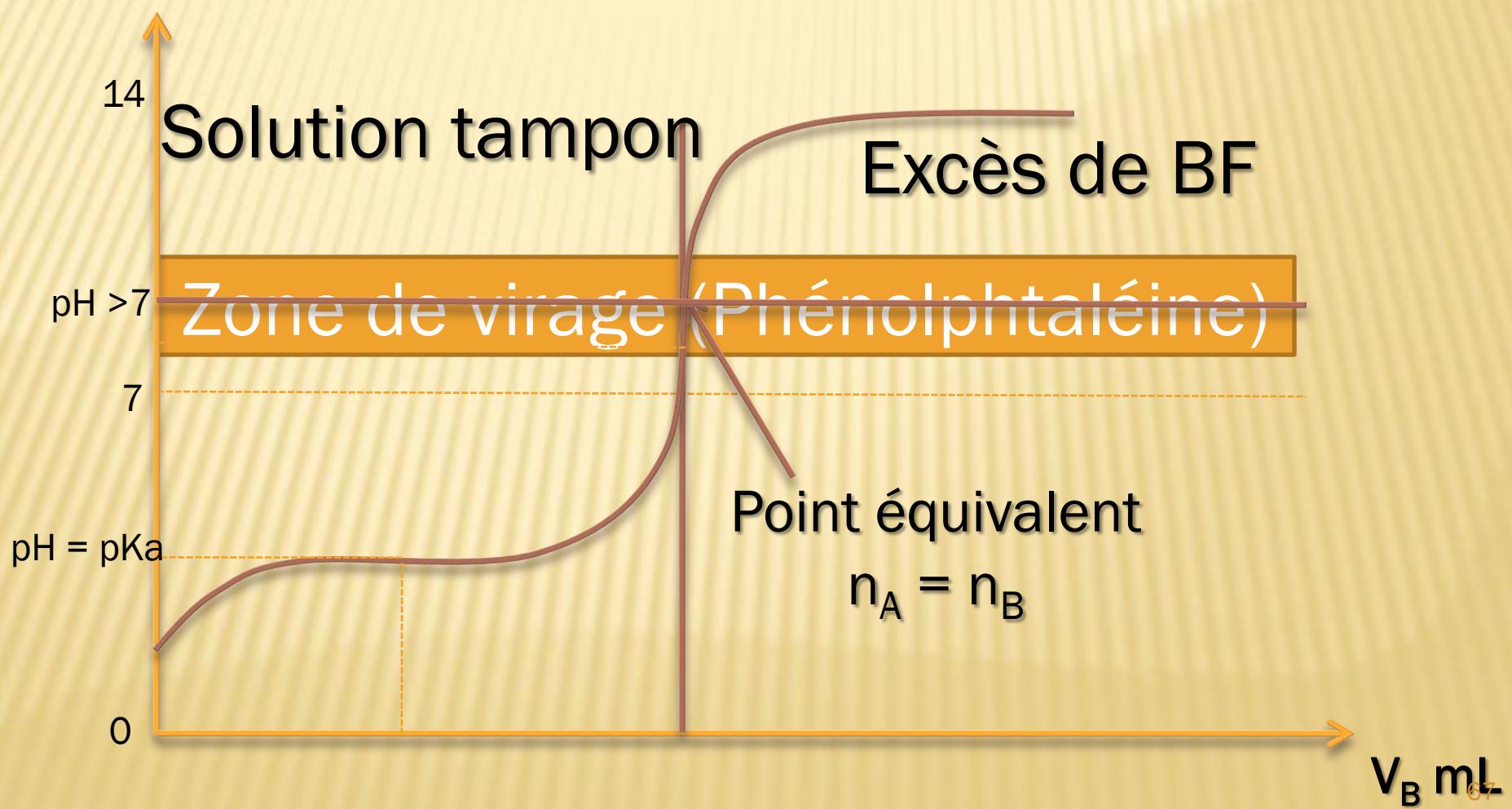
Dosage d'un acide fort inconnu par une solution de base forte connue



# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

Dosage d'un acide faible inconnu par une solution de base forte connue



# Dosage acido-basique

## Dosage volumétrique

Dosage d'une base faible inconnue par une solution d'acide fort connu

