

The background of the slide features a collage of laboratory glassware. On the left, a large Erlenmeyer flask is partially filled with a red liquid. In the center, there is a beaker with yellow liquid, a small vial with blue liquid, and a graduated cylinder with orange liquid. On the right, a larger Erlenmeyer flask is visible. The background is overlaid with a light blue grid and a semi-transparent blue triangle pointing upwards from the left side.

# **Techniques d'analyse biologique**

**Enseignante :  
YAKHLEF G.**

**L3 Microbiologie  
2022/2023**



## Chapitre II : Méthodes électrochimiques :

- 1) Conductimétrie
- 2) Réactions d'oxydoréduction
- 3) Mesure du pH et pouvoir tampon



## Chapitre II : Méthodes électrochimiques :

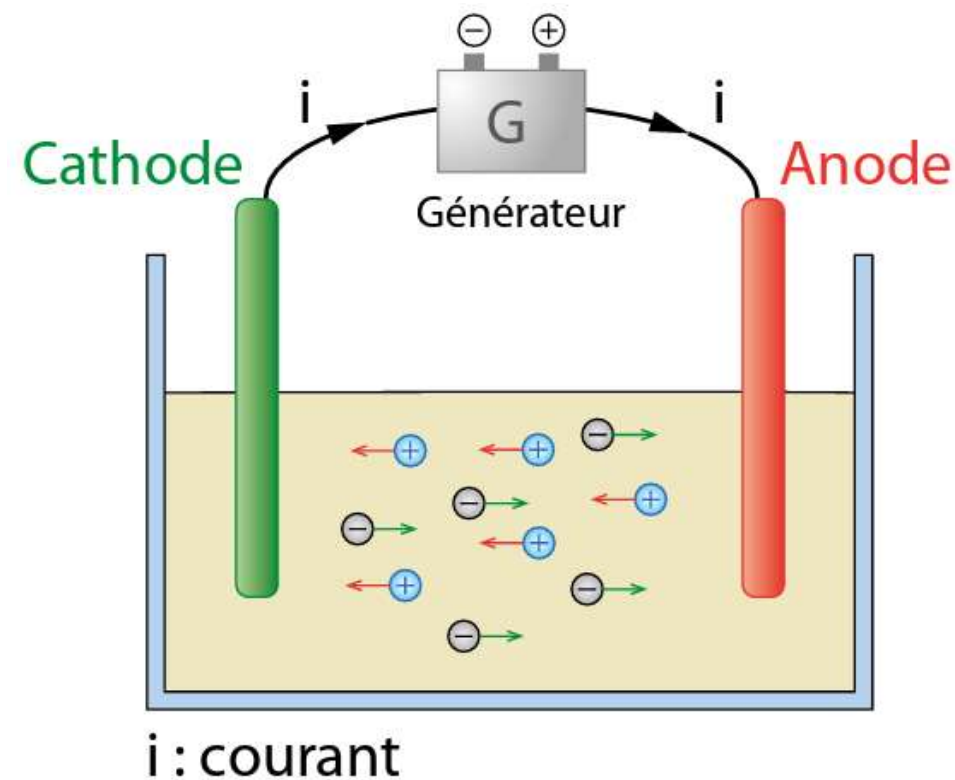
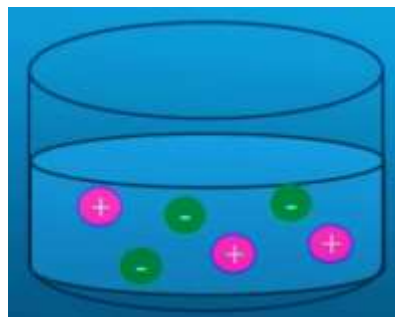
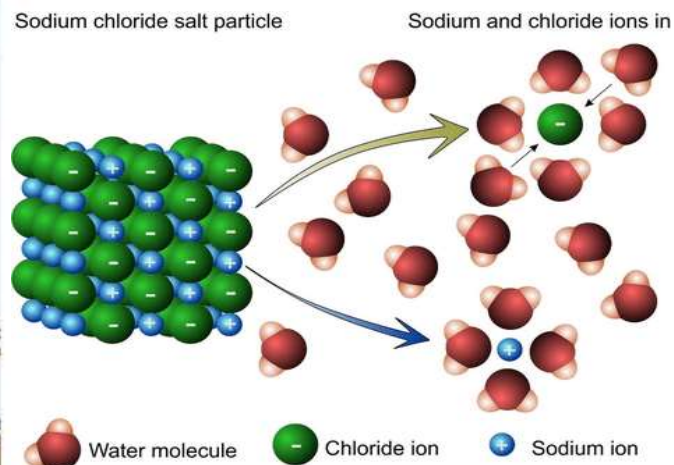
1) Conductimétrie

2) Réactions d'oxydoréduction

3) Mesure du pH et pouvoir tampon

# 1) La conductimétrie

- ❑ Est liée à la capacité d'une solution à conduire le courant électrique
- ❑ Les solutions qui conduisent le courant sont les **solutions ioniques**



- ❑ Le passage du courant électrique dans une solution est dû au déplacement des ions dans deux sens opposés.

# 1) La conductimétrie

- ❑ La conductivité d'une solution est une grandeur qui représente la capacité d'une solution à conduire le courant électrique.
- ❑ La conductivité dépend:
  - La nature des ions présents
  - La concentration de ces ions
  - La température de la solution
- ❑ La conductivité est mesurée à l'aide d'un **conductimètre**
- ❑ Plus la conductivité d'une solution est grande plus elle conduit le courant



# 1) La conductimétrie

- ❑ La conductivité ( $\sigma$ ) est exprimée en  $S.m^{-1}$  (Siemens/mètre)
- ❑ Tous les ions présents dans la solution contribuent à la conductivité de cette solution.
- ❑ La conductivité d'un ion ( $\sigma_i$ ) est proportionnelle à sa concentration :

$$\sigma_i = \lambda_i [C_i]$$

Où:

$\lambda_i$  : Conductivité molaire ionique


$C_i$  : Concentration de l'ion dans la solution

- ❑ La conductivité d'une solution est égale à la somme des conductivités des ions présents dans cette solution :

$$\sigma = \sum_i \sigma_i = (\lambda_{ion1} \times C_{ion1}) + (\lambda_{ion2} \times C_{ion2}) \dots$$

$$\Rightarrow \sigma = \sum_i \lambda_i [C_i] \quad \text{Loi de Kohlrausch}$$

# 1) La conductimétrie

A photograph of laboratory glassware is positioned on the left side of the slide. It includes a large Erlenmeyer flask containing a red liquid, with a '100' and a logo visible on its side. Below it is a smaller beaker containing a yellow liquid. The background is a light blue grid.
$$\sigma = \sum_i \lambda_i [C_i]$$

$S.m^{-1}$  points to  $\sigma$

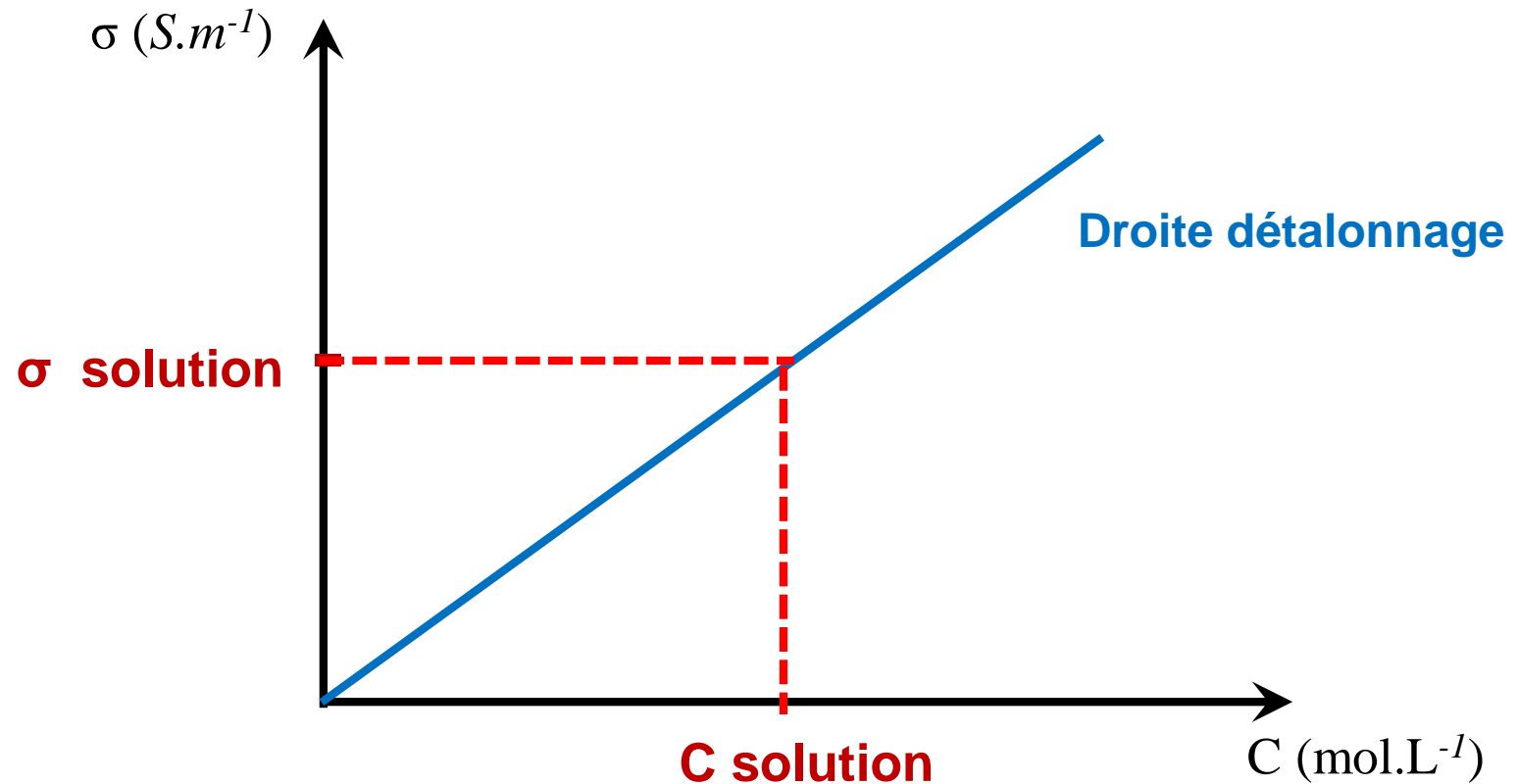
$S. m^2.mol^{-1}$  points to  $\lambda_i$

$mol.m^{-3}$  points to  $[C_i]$

# Applications de la conductimétrie

## 1) Détermination de la concentration d'une solution par étalonnage :

en utilisant des solutions à concentrations connues





# Applications de la conductimétrie

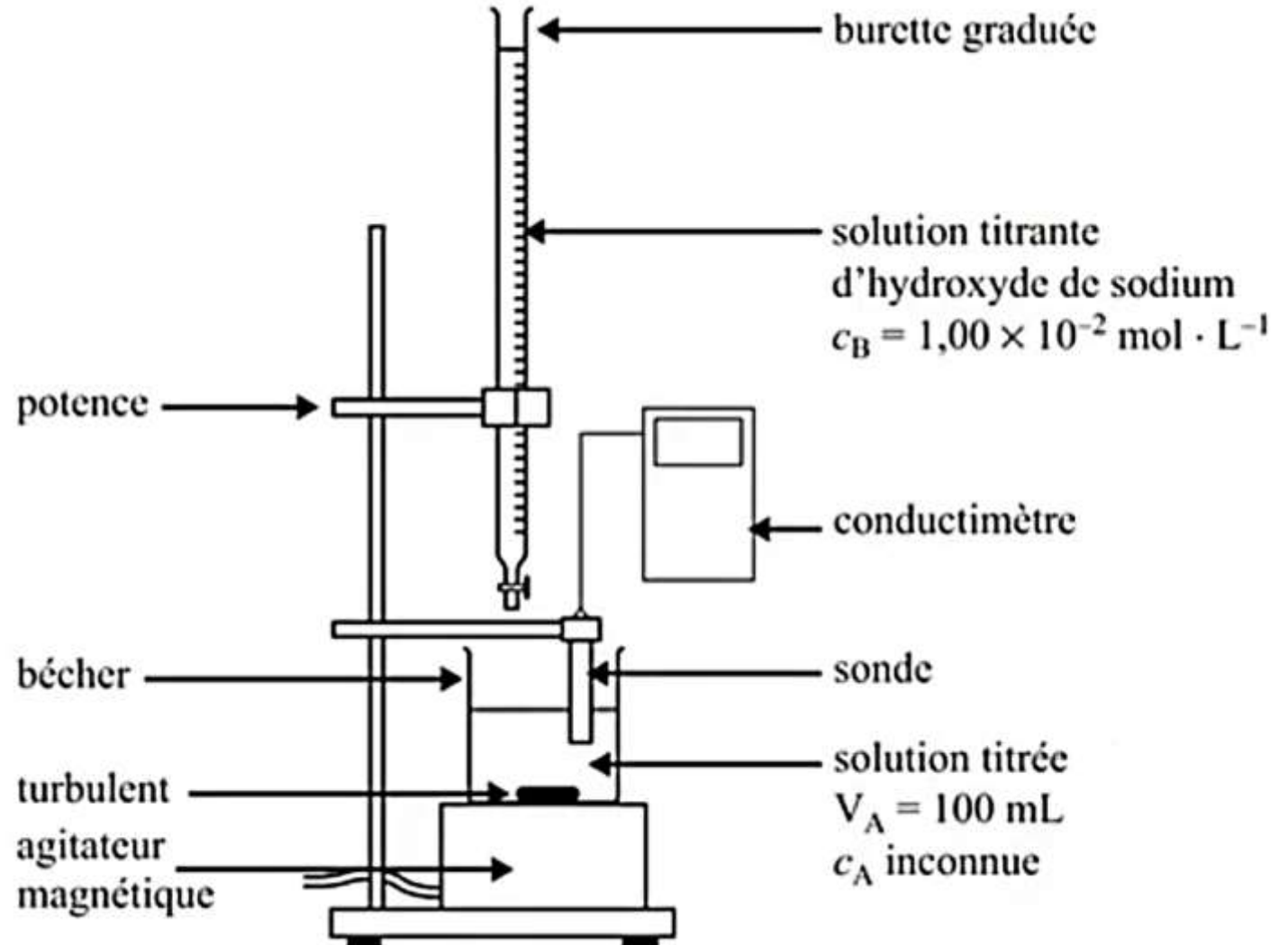
## 2) Détermination de la concentration par titrage conductimétrique :

- Le titrage : Consiste à ajouter graduellement une **solution titrante** (avec une concentration connue) afin de 'neutraliser' l'espèce à déterminer dans la **solution titrée** à concentration inconnue (analyte).
- Avant et au début de l'ajout de la solution titrante, le réactif titrant est **limitant** tandis que l'analyte (à titrer) est en excès.
- L'ajout du titrant fait diminuer la concentration de l'analyte jusqu'à ce qu'il devienne limitant



# Applications de la conductimétrie

## 2) Détermination de la concentration par titrage conductimétrique :



# Applications de la conductimétrie

## 2) Détermination de la concentration par titrage conductimétrique :

- L'équivalence de la titration se produit quand la solution titrante et la solution titrée ont réagi dans les proportions stœchiométriques (les deux réactifs sont limitants).
- Le volume de la solution titrante ajouté au point d'équivalence est le volume équivalent, il permet de déterminer la concentration de l'espèce titrée.



# Applications de la conductimétrie

## 2) Détermination de la concentration par titrage conductimétrique :

$$C_A = \frac{t(C_B \times V_{eq_B})}{pV_A}$$

$C_A$  : Concentration molaire de la solution titrée en mol.L<sup>-1</sup>

$V_A$  : Volume d'échantillon utilisé en litres (L) ;

$C_B$  : Concentration molaire de la solution titrante en mol.L<sup>-1</sup> ;

$V_{eqB}$  : Volume équivalent en litres (L) ;

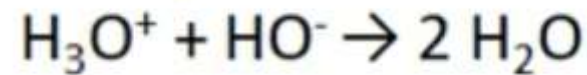
$p$  et  $t$  : Coefficients stœchiométriques ;



# Applications de la conductimétrie

## 2) Détermination de la concentration par titrage conductimétrique :

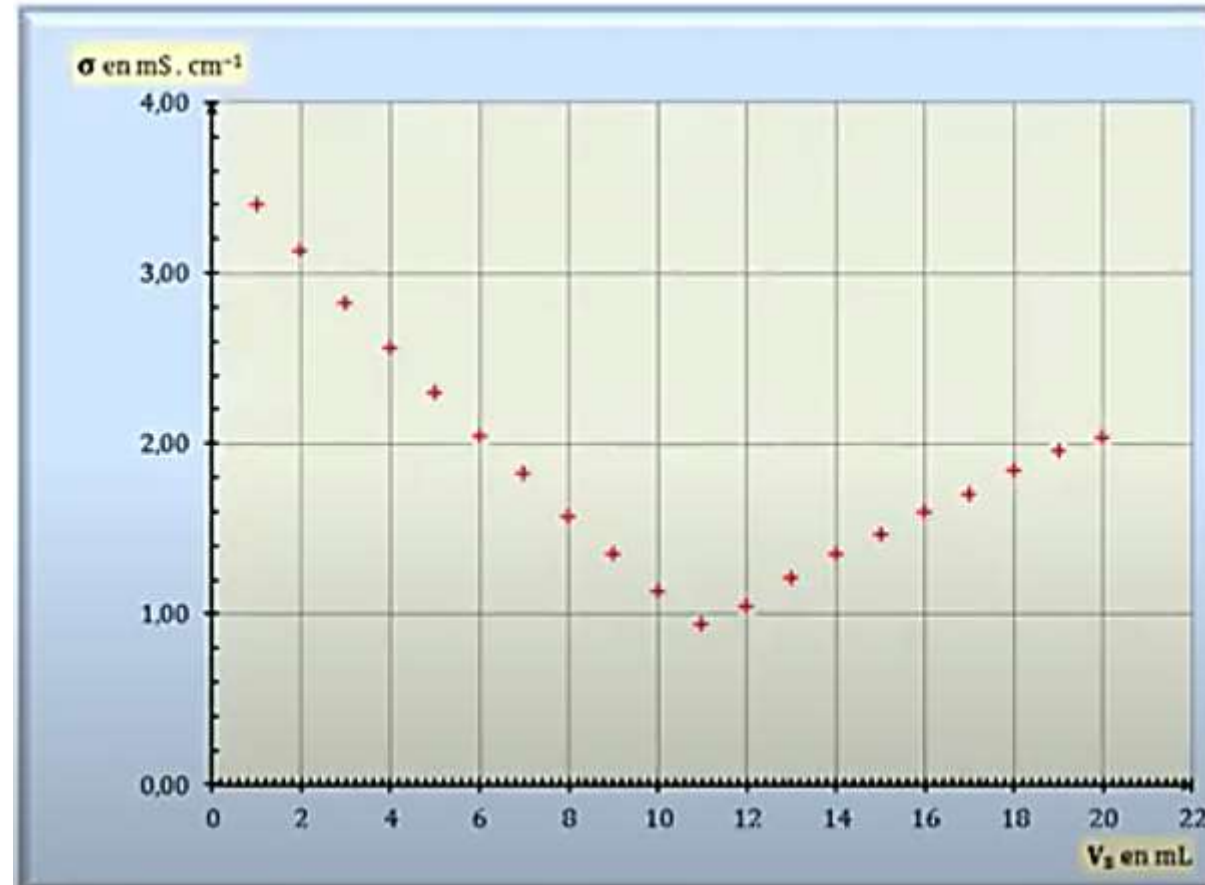
Exemple : Titrage de l'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+$  ;  $\text{Cl}^-$ ) par une solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+$ ;  $\text{HO}^-$ )



Avant l'équivalence : on introduit des ions hydroxyde et des ions sodium. Les premiers réagissent avec les ions oxoniums (en donnant de l'eau) les seconds sont spectateurs. Du point de vu ioniques, tout revient à remplacer des  $\text{H}_3\text{O}^+$  par des  $\text{Na}^+$  , or  $\lambda(\text{Na}^+) < \lambda(\text{H}_3\text{O}^+)$  donc  $\sigma$  décroît.

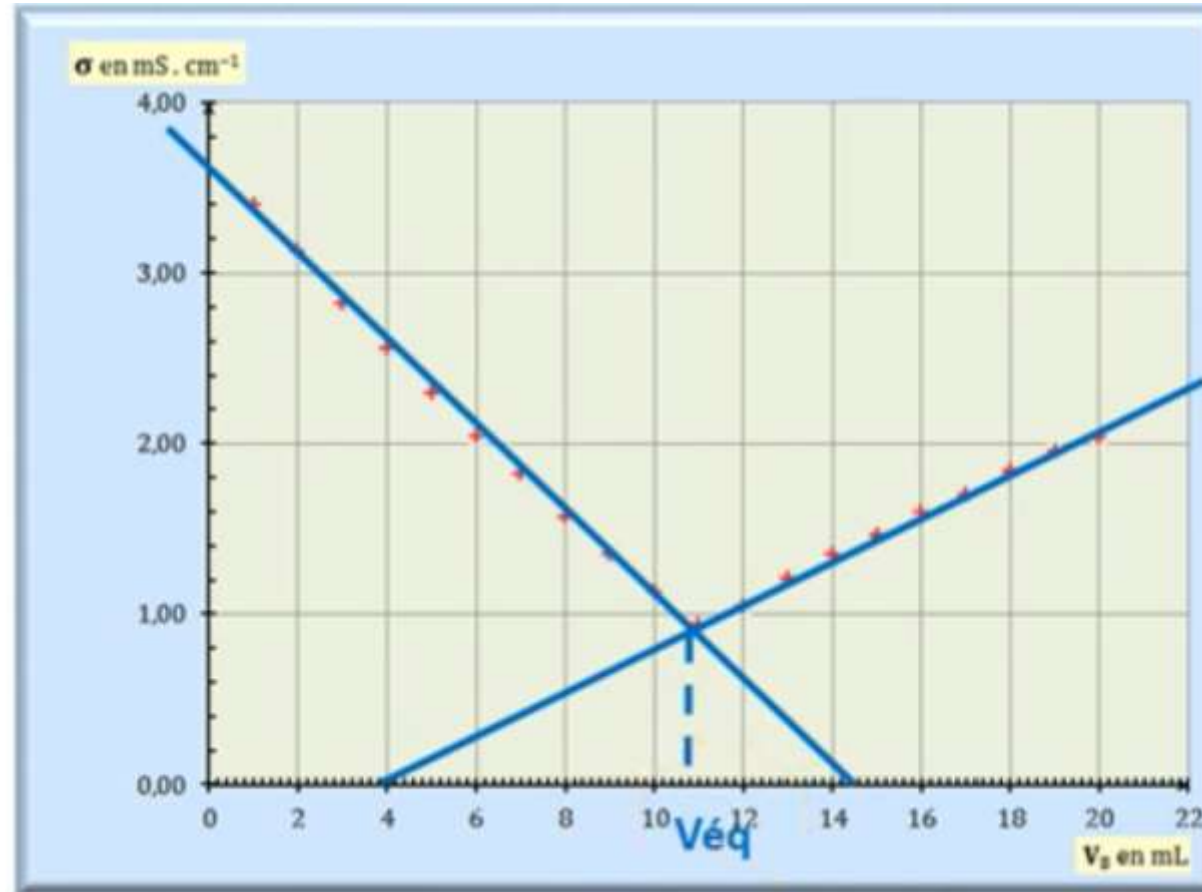


# Applications de la conductimétrie



Après l'équivalence : on continue à introduire des ions hydroxyde et des ions sodium. Ces ions ne réagissent plus donc  $\sigma$  augmente.

# Applications de la conductimétrie

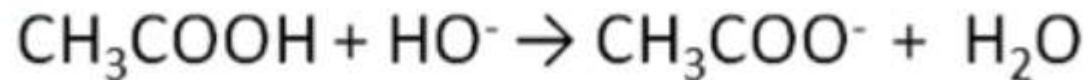


Après l'équivalence : on continue à introduire des ions hydroxyde et des ions sodium. Ces ions ne réagissent plus donc  $\sigma$  augmente.

# Applications de la conductimétrie

Autre exemple : Titrage de l'acide éthanoïque

( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) par une solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+$ ;  $\text{HO}^-$ )

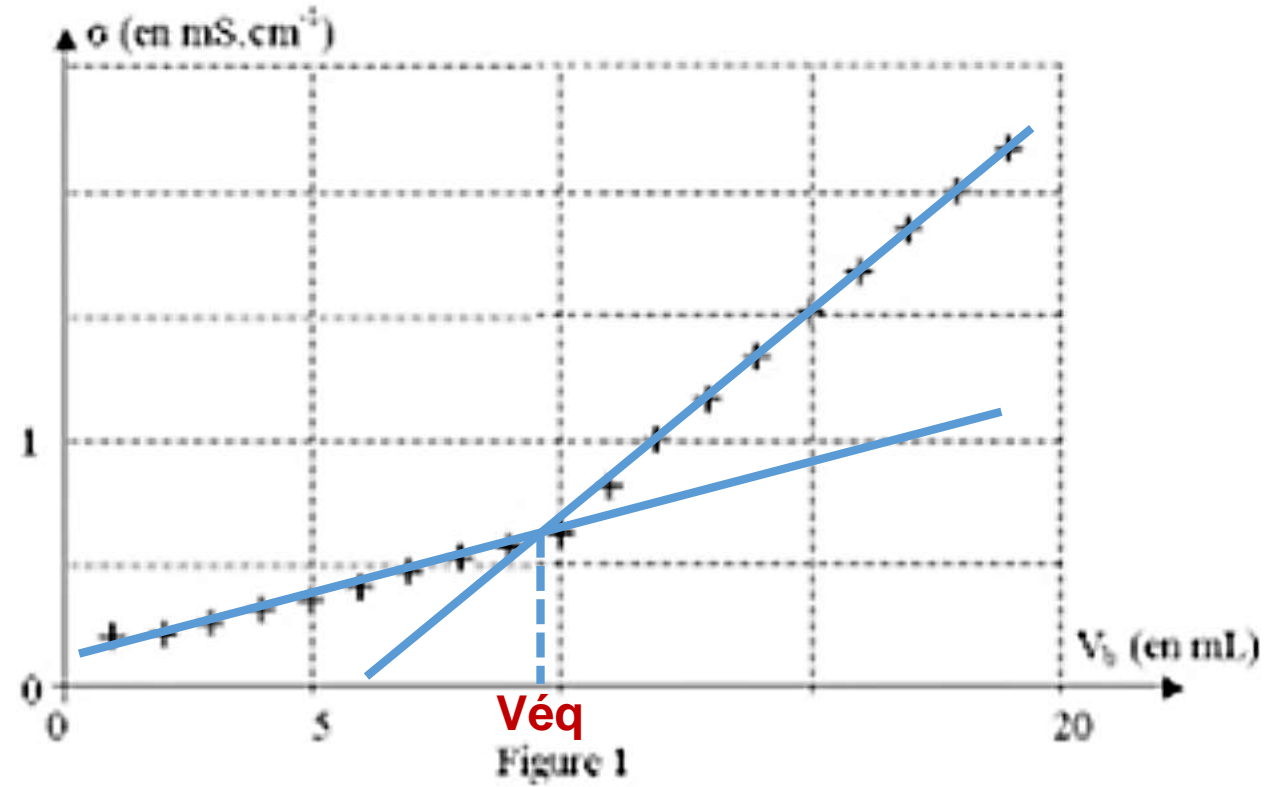


Avant l'équivalence : on introduit des ions hydroxyde et des ions sodium. Les premiers réagissent avec l'acide éthanoïque (en donnant des ions  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) les second sont spectateurs. Du point de vu ionique, tout revient à introduire des  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  et des  $\text{Na}^+$ , donc  $\sigma$  augmente.





# Applications de la conductimétrie



Après l'équivalence : on continue à introduire des ions hydroxyde et des ions sodium. Ces ions ne réagissent plus donc  $\sigma$  augmente (plus vite que dans la 1<sup>ère</sup> phase car  $\lambda(\text{CH}_3\text{COO}^-) < \lambda(\text{HO}^-)$




## Chapitre II : Méthodes électrochimiques :

1) Conductimétrie

2) Réactions d'oxydoréduction

3) Mesure du pH et pouvoir tampon

## 2) Les réactions d'oxydoréduction

- 
- ❑ **Réaction Redox** : Une réaction chimique au cours de laquelle se produit un transfert d'électrons
  - ❑ Un **oxydant** est une espèce chimique susceptible de **gagner** (capter) un ou plusieurs électrons
  - ❑ Un **réducteur** est une espèce chimique susceptible de **donner** un ou plusieurs électrons
    - Quand un oxydant capte un électron => il devient réducteur (conjugué)
    - Quand un réducteur perd un électron => il devient oxydant (conjugué)
- ⇒ On parle d'un **couple Ox/Red**

## 2) Les réactions d'oxydoréduction

### Couples Ox/Red et Demi-équation Redox :

*(les électrons sont toujours écrits du côté de l'oxydant)*

- L'oxydant capte un certain nombre d'électrons et devient Réducteur :



- Le réducteur donne un certain nombre d'électrons et devient oxydant :



- Exemples de couples Ox/Red :  $(\text{Al}^{3+}/\text{Al})$ ;  $(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+})$ ;  
 $(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$

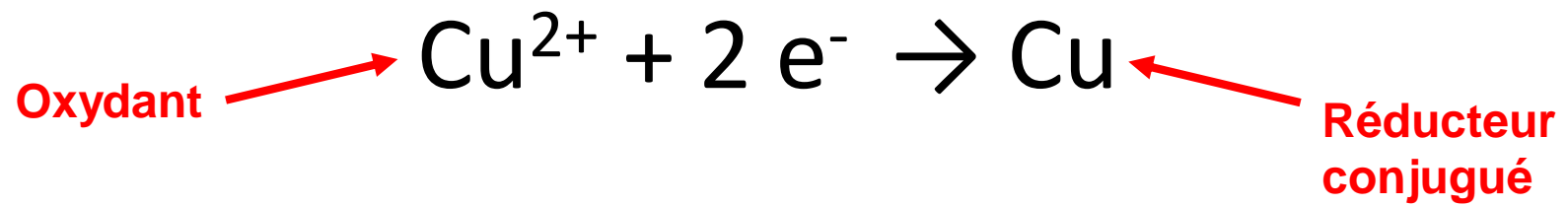


## 2) Les réactions d'oxydoréduction

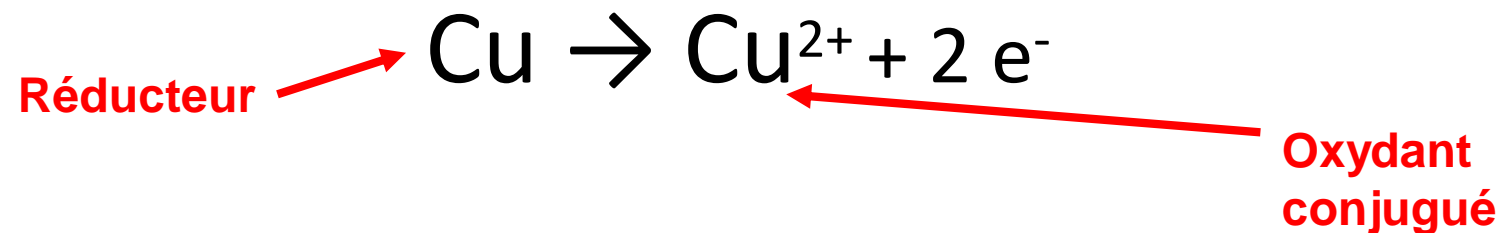
### Couple oxydant/réducteur (Ox/Red) :

ex. couple  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$

- $\text{Cu}^{2+}/$  peut capter  $2 e^-$  pour devenir  $\text{Cu}$  :



- De la même manière:  $\text{Cu}$  peut donner  $2 e^-$  pour devenir  $\text{Cu}^{2+}$  :



## 2) Les réactions d'oxydoréduction

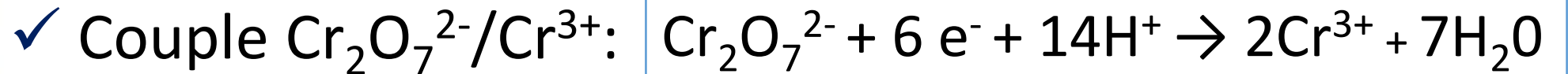
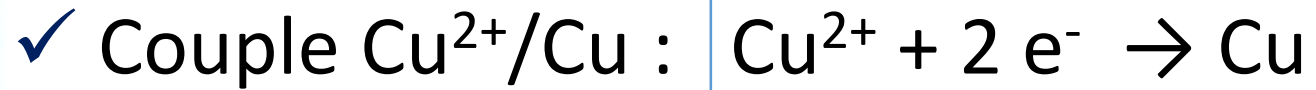
### □ Etapes à suivre pour écrire une demi-équation d'oxydoréduction:

- 1) Ecrire :  $\text{Ox} + \dots e^- \rightarrow \text{Red}$
- 2) Equilibrer les éléments autre que O et H
- 3) Equilibrer O avec  $\text{H}_2\text{O}$
- 4) Equilibrer H avec  $\text{H}^+$
- 4) Equilibrer les charges avec des  $e^-$



## 2) Les réactions d'oxydoréduction

### ☐ Exemples :



## 2) Les réactions d'oxydoréduction

### □ Ecrire une équation bilan d'oxydoréduction:

- Dans une solution où 2 réactifs : un oxydant (Ox1) et un réducteur (Red2) réagissent, les produits sont un réducteur conjugué (Red1) et un oxydant conjugué (Ox2) :



- 1) Il faut d'abord identifier les 2 couples Redox: (Ox1/Red1) et (Ox2/Red2)
- 2) Ecrire les 2 demi-équations d'oxydoréduction pour chaque couple (toujours écrire les réactifs à gauche)
- 3) Pondérer les 2 réactions de façon à faire disparaître les  $e^-$  (il faut avoir le même nombre d'électrons dans les 2 demi-équations)
- 4) Additionner tous les réactifs et tous les produits





## 2) Les réactions d'oxydoréduction

**Exemple :** Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction du fer (II) par l'ion permanganate en milieu acide :

Couple Ox/Red 1:      Couple Ox/Red 2 :  
 $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$                        $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$

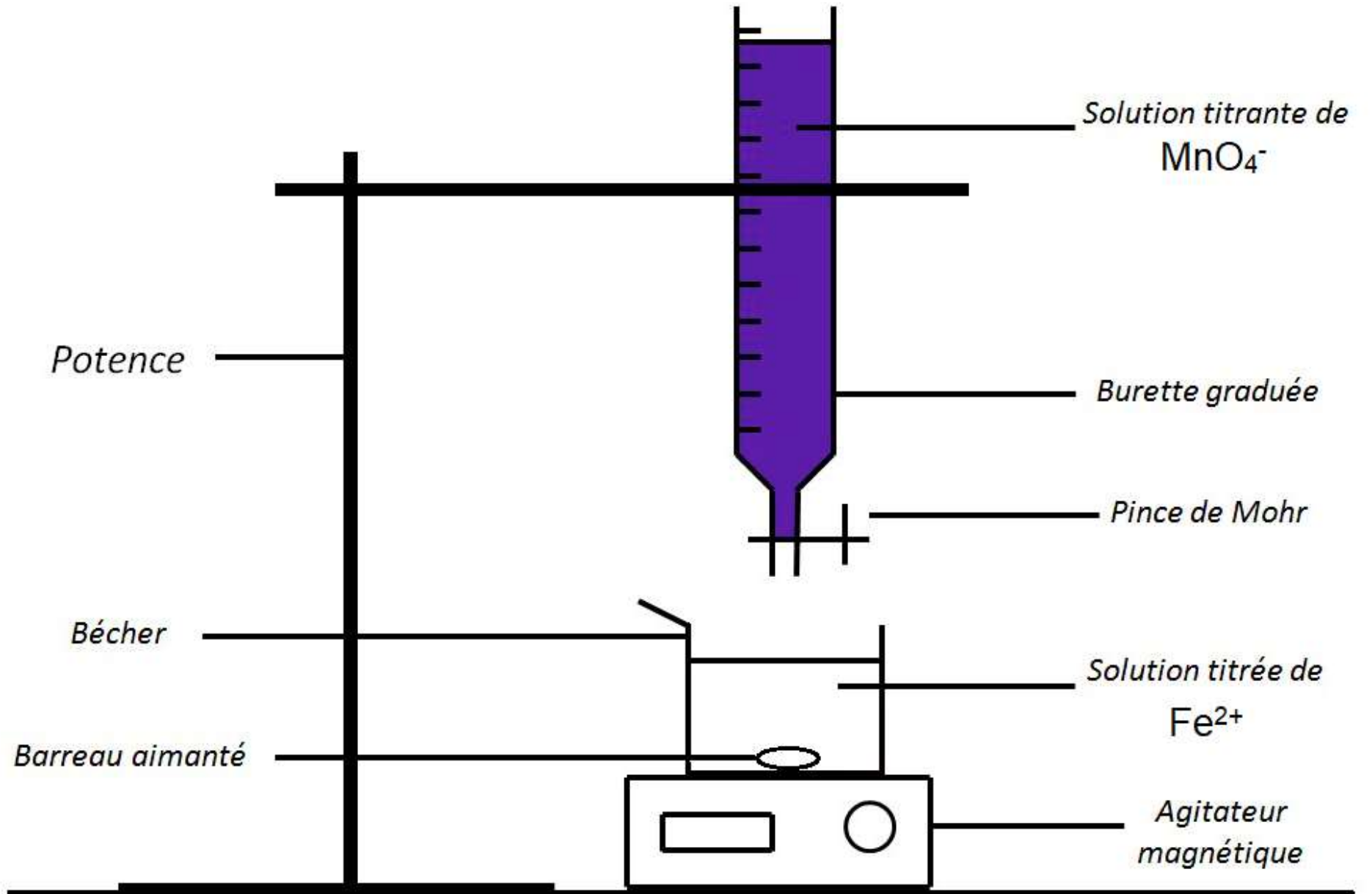
➤ Première demi-équation d'oxydoréduction :



➤ Deuxième demi-équation d'oxydoréduction :



## 2) Les réactions d'oxydoréduction

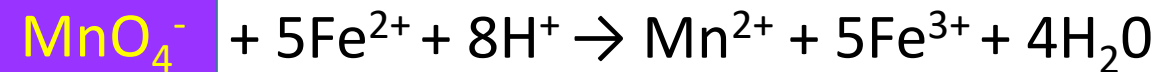


## 2) Les réactions d'oxydoréduction

### Exemple d'application : Titration Redox

Détermination de la concentration d'une solution de  $\text{Fe}^{2+}$  (10 ml) par titration, en utilisant une solution de  $\text{KMnO}_4$  (0,02 M), sachant que le volume équivalent est de 20ml.

- La réaction se produit entre le  $\text{MnO}_4^-$  (Ox1) et le  $\text{Fe}^{2+}$  (Red2) pour donner  $\text{Mn}^{2+}$  (Red1) et  $\text{Fe}^{3+}$  (Ox2).
- L'équation bilan de cette réaction d'oxydoréduction :



- On ajoute petit à petit le  $\text{MnO}_4^-$  à la solution de  $\text{Fe}^{2+}$ . Les produits générés ( $\text{Mn}^{2+}$  et  $\text{Fe}^{3+}$ ) sont incolores.
- Lorsque tous les ions  $\text{Fe}^{2+}$  sont consommés (équivalence), le  $\text{MnO}_4^-$  ajouté après ne réagit pas et la solution prend une couleur violette



## 2) Les réactions d'oxydoréduction

### Exemple d'application : Titration Redox

Détermination de la concentration d'une solution de  $\text{Fe}^{2+}$  (10 ml) par titration, en utilisant une solution de  $\text{KMnO}_4$  (0,02 M), sachant que le volume équivalent est de 20ml.

- Le volume de  $\text{MnO}_4^-$  nécessaire pour faire réagir tous les ions  $\text{Fe}^{2+}$  (volume équivalent), est de 20 ml dans cet exemple
- Le nombre de moles de  $\text{MnO}_4^-$  dans le volume équivalent de 20 ml:

$$0,02 \text{ moles} \rightarrow 1 \text{ L}$$

$$n \text{ moles} \rightarrow 20\text{ml (0,02 L)} \Rightarrow$$

$$n = \mathbf{0,0004 \text{ moles}}$$

- Selon l'équation d'oxydoréduction: 1  $\text{MnO}_4^-$  réagit avec 5  $\text{Fe}^{2+}$   
Donc, le nombre de moles de  $\text{Fe}^{2+}$  dans la solution :

$$n' = 0,0004 \times 5 = \mathbf{0,002 \text{ moles}}$$



## 2) Les réactions d'oxydoréduction

### Exemple d'application : Titration Redox

Détermination de la concentration d'une solution de  $\text{Fe}^{2+}$  (10 ml) par titration, en utilisant une solution de  $\text{KMnO}_4$  (0,02 M), sachant que le volume équivalent est de 20ml.

- Le volume initial de la solution de  $\text{Fe}^{2+}$  est de 10 ml (0,01 L), donc la concentration de  $\text{Fe}^{2+}$  est la suivante

$$\begin{array}{l} 0,002 \text{ moles} \rightarrow 0,01 \text{ L} \\ x \text{ moles} \rightarrow 1 \text{ L} \end{array} \quad \Rightarrow \quad x = 0,002/0,01 = \mathbf{0,2 \text{ mol/L}}$$

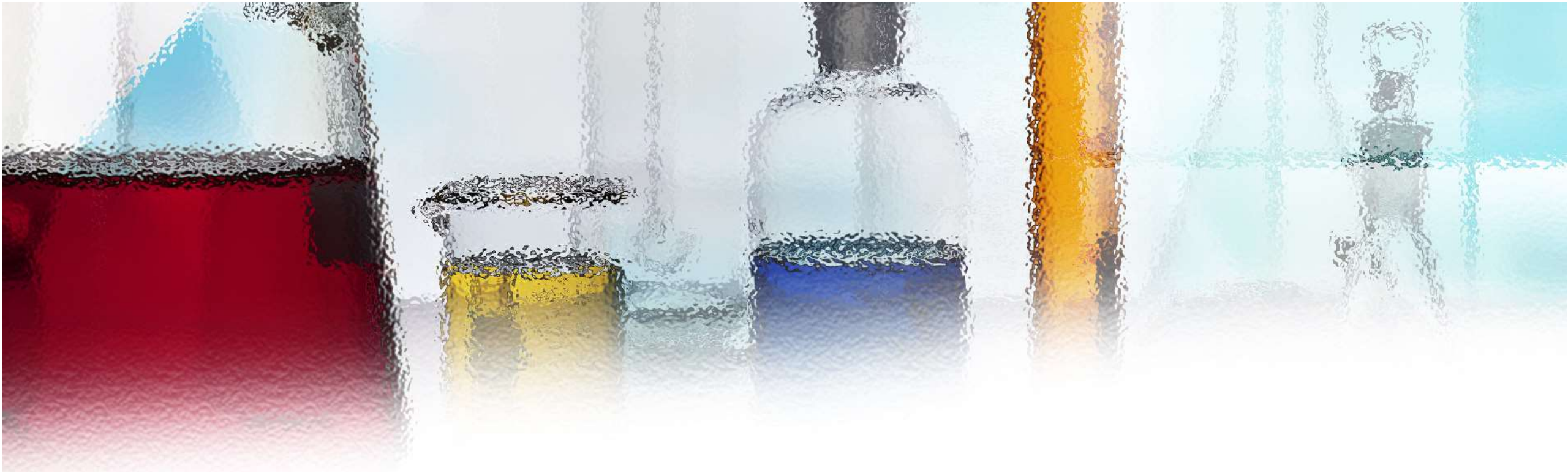
$$\text{Concentration du } \text{Fe}^{2+} = 0,02 \text{ Mol/L}$$





## Chapitre II : Méthodes électrochimiques :

- 1) Conductimétrie
- 2) Réactions d'oxydoréduction
- 3) Mesure du pH et pouvoir tampon



# NOTION DE PH ET SOLUTIONS TAMPON

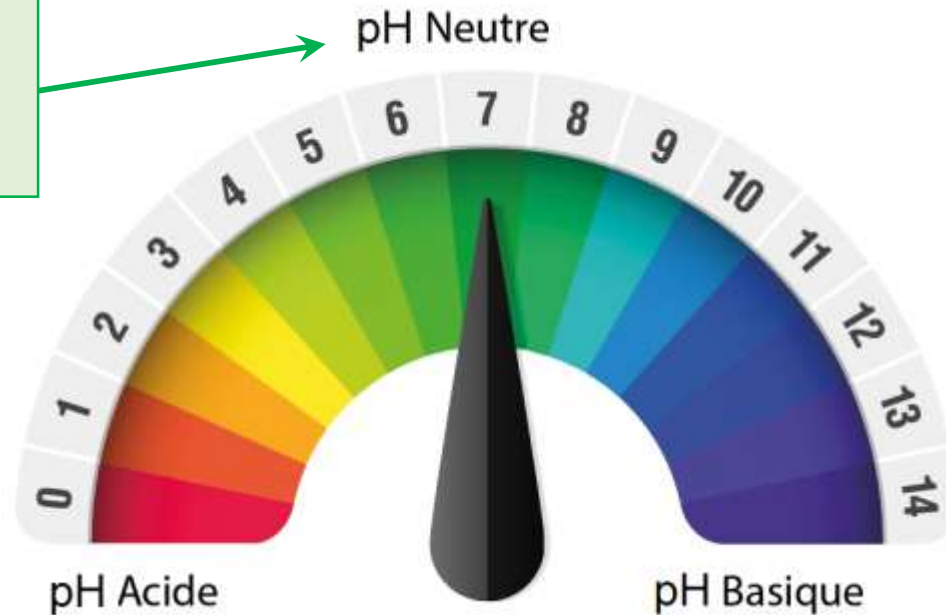
# 3) pH, solutions tampon et pouvoir tampon

## a) Notion de pH :

**pH = potentiel hydrogène** : unité de mesure de l'acidité ou de la basicité d'une solution liée à la concentration en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  :

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

Ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{OH}^-$   
en proportions  
équitables



Ions  $\text{H}_3\text{O}^+$   
majoritaires

Ions  $\text{OH}^-$   
majoritaires



### 3) pH, solutions tampon et pouvoir tampon

#### a) Notion de pH :

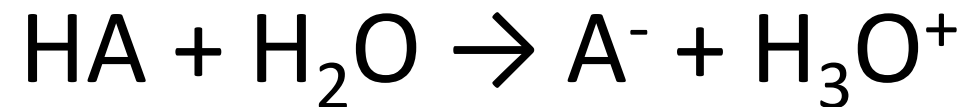
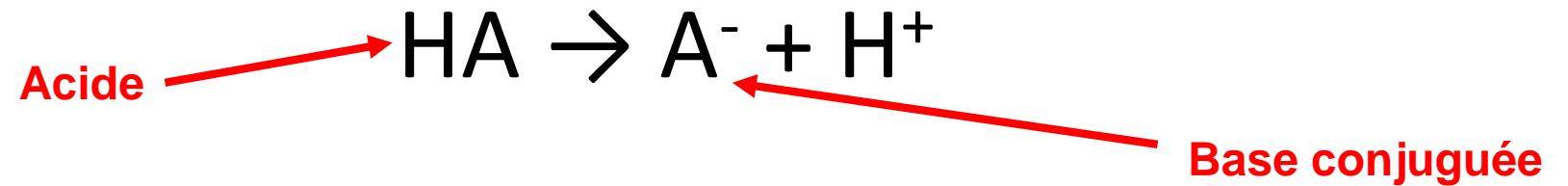


**pH-mètre** : appareil permettant la mesure du pH d'une solution. Il est composé d'un millivoltmètre électronique de grande impédance d'entrée, d'une électrode de verre et d'une électrode de référence.

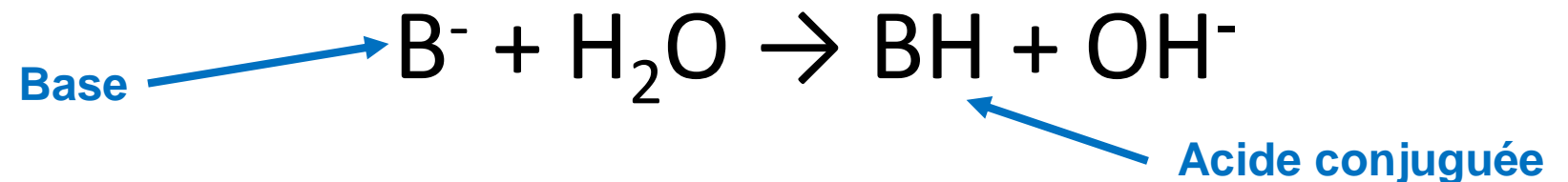
### 3) pH, solutions tampon et pouvoir tampon

#### b) Les acides et les bases :

- **Acide** : espèce chimique susceptible de **céder** (donner) un ou plusieurs protons



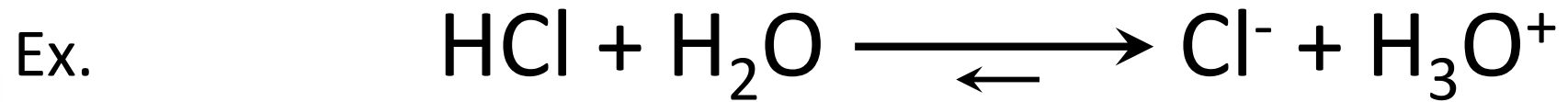
- **Base** : espèce chimique susceptible de **capter** un ou plusieurs protons



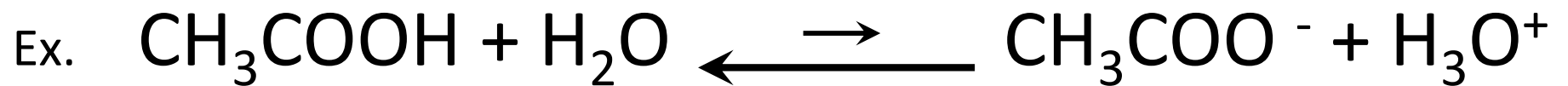
### 3) pH, solutions tampon et pouvoir tampon

#### b) Les acides et les bases :

- un acide est dit **« Fort »** si sa réaction avec l'eau est totale



- un acide est dit **« Faible »** si sa réaction avec l'eau est partielle



- De même pour les bases fortes et les bases faibles



### 3) pH, solutions tampon et pouvoir tampon

- Chaque couple acide/base conjuguée (HA/A<sup>-</sup>) possède une constante caractéristique d'acidité: K<sub>a</sub> (constante d'acidité)

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

- On définit alors le pK<sub>a</sub>:  $pK_a = -\log(K_a)$

$$pK_a = -\log[H_3O^+] - \log\frac{[A^-]}{[HA]} \quad \Rightarrow \quad -\log[H_3O^+] = pK_a + \log\frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$pH = pK_a + \log\frac{[A^-]}{[HA]}$$

*Equation de Henderson-Hasselbalch*

- lorsque l'acide est à moitié dissocié ([A<sup>-</sup>] = [HA]), le pH = pK<sub>a</sub>

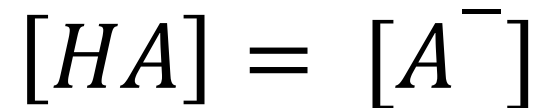
⇒ Le pK<sub>a</sub> d'un acide est le pH dans le quel cet acide est dissocié à 50%

### 3) pH, solutions tampon et pouvoir tampon

#### c) Solutions tampon:

Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu lorsqu'on ajoute de petites quantités d'acide ou de base forts, ou lorsqu'on dilue la solution.

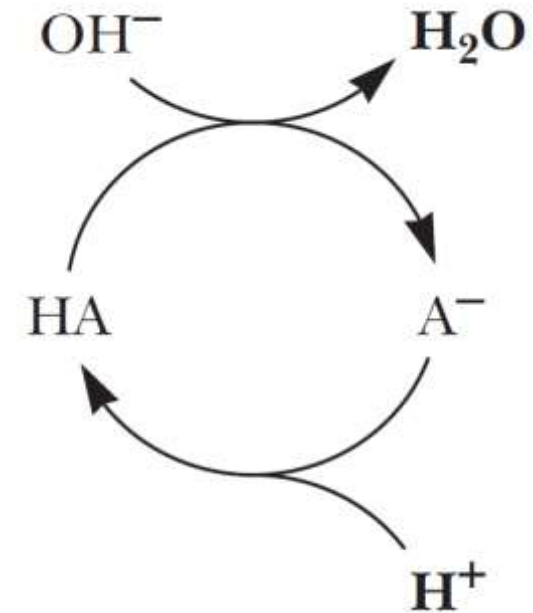
- Elle permet de maintenir le pH du milieu réactionnel stable.
- Elle est composée d'un acide faible et de sa base conjuguée à des proportions équimolaires :



### 3) pH, solutions tampon et pouvoir tampon

#### c) Solutions tampon:

L'acide faible (HA) va neutraliser tout  $\text{OH}^-$  généré, et la base conjuguée ( $\text{A}^-$ ) va neutraliser tout  $\text{H}^+$  généré => **pH stabilisé**



- La meilleure stabilité du pH est obtenue lorsque le pH de la solution =  $\text{pK}_a$  du couple  $\text{HA}/\text{A}^-$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \rightarrow 0 \quad \Rightarrow \quad [\text{HA}] = [\text{A}^-]$$

### 3) pH, solutions tampon et pouvoir tampon

#### c) Solutions tampon:

- La capacité de la solution tampon à résister aux changements de pH est dite « **Pouvoir tampon** »
- Le pouvoir tampon ( $\beta$ ) correspond à la variation de la concentration de l'acide fort/base forte ( $dc$ ) sur la variation de pH de la solution ( $dpH$ ) causée par l'ajout de l'acide fort/base forte

$$\beta = \left| \frac{dc}{dpH} \right|$$

Concentration  
(mol/L)

ou

$$\beta = \frac{1}{v} \left| \frac{dn}{dpH} \right|$$

Volume  
(litres)

Quantité  
(moles)



### 3) pH, solutions tampon et pouvoir tampon

**Exemple:** Soit un mélange d'acide faible (HA) et sa base conjuguée (A<sup>-</sup>). Le pKa de ce couple est de 5. On prépare 4 solutions de pH différents et on observe la variation de pH par ajout de 0,1 meq de KOH:

Initial pH	5.00	5.37	5.60	5.86
[A <sup>-</sup> ] <sub>initial</sub>	0.50	0.70	0.80	0.88
[HA] <sub>initial</sub>	0.50	0.30	0.20	0.12
([A <sup>-</sup> ]/[HA]) <sub>initial</sub>	1.00	2.33	4.00	7.33
<b>Addition of 0.1 meq of KOH Produces</b>				
[A <sup>-</sup> ] <sub>final</sub>	0.60	0.80	0.90	0.98
[HA] <sub>final</sub>	0.40	0.20	0.10	0.02
([A <sup>-</sup> ]/[HA]) <sub>final</sub>	1.50	4.00	9.00	49.0
log ([A <sup>-</sup> ]/[HA]) <sub>final</sub>	0.18	0.60	0.95	1.69
Final pH	5.18	5.60	5.95	6.69
<b>ΔpH</b>	<b>0.18</b>	<b>0.60</b>	<b>0.95</b>	<b>1.69</b>

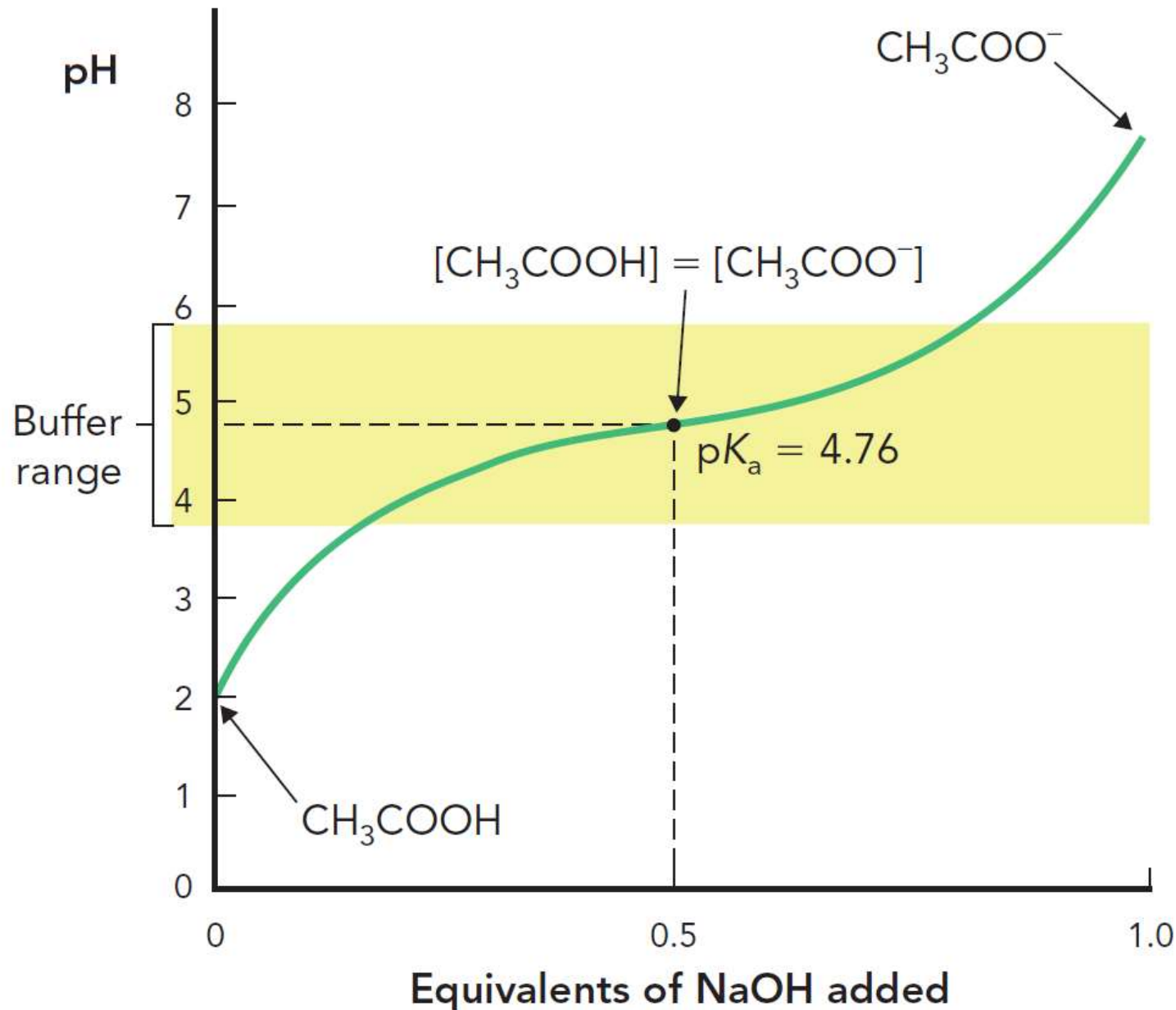
⇒ Une solution tampon résiste mieux aux variations de pH si elle a un pH le plus proche de pKa du couple HA/A<sup>-</sup>

⇒ **si pH = pKa ± 1**





### 3) pH, solutions tampon et pouvoir tampon



**Figure 2.36** The titration curve of acetic acid is shown here. The  $\text{p}K_a$  can be determined from the midpoint of the titration curve and corresponds to the pH at which the concentrations of acid and conjugate base are equal. The term *equivalents* describes the amount of base ( $\text{OH}^-$ ) that is required to deprotonate the acid. Also shown is the buffer range of acetic acid, which corresponds to one pH unit above and below the  $\text{p}K_a$ .

# 3) pH, solutions tampon et pouvoir tampon

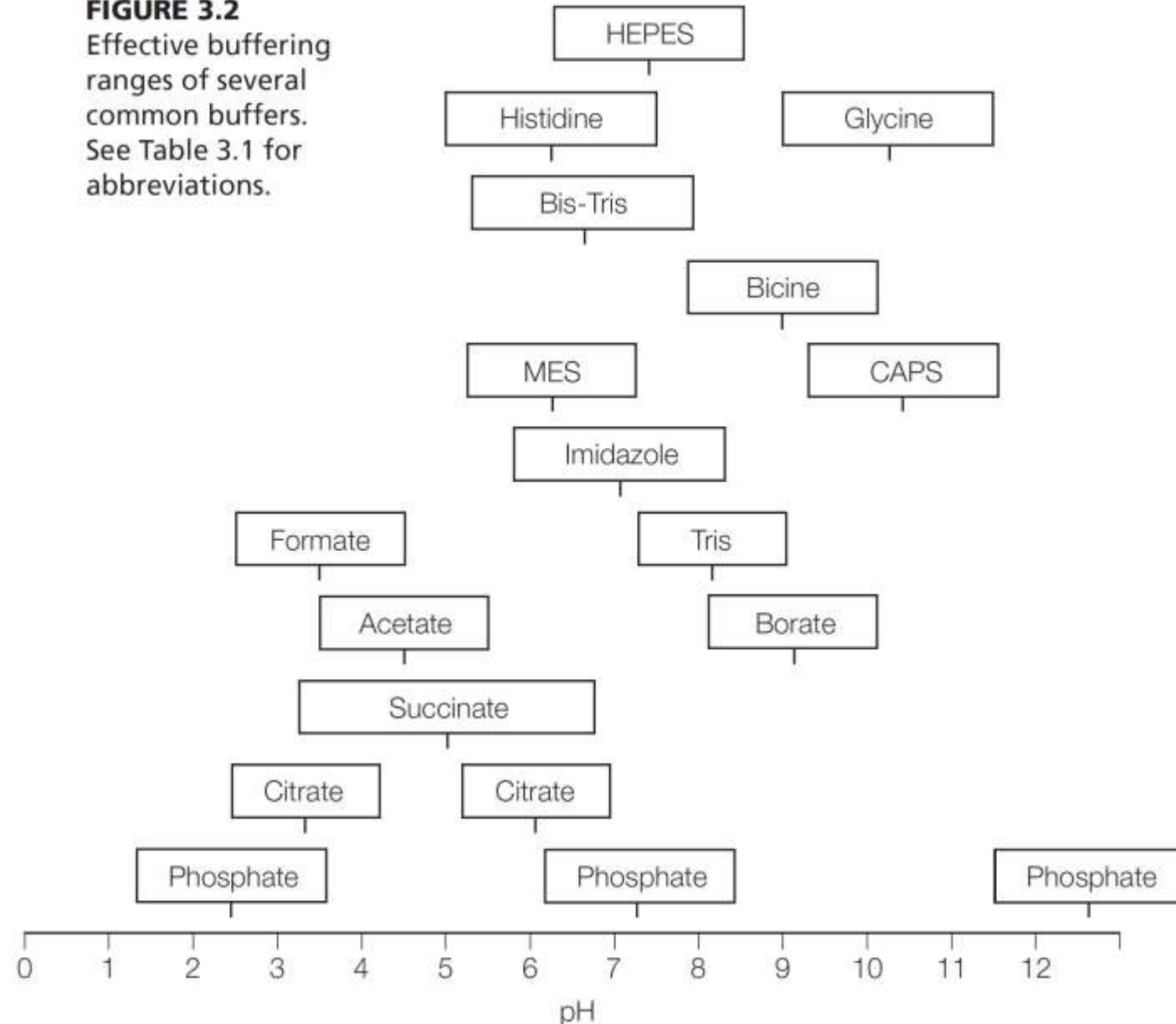
## Préparation de la solution tampon: critères de choix

- 1) Choisir un couple  $HA/A^-$  ayant un  $pK_a$  le plus proche possible du pH de la solution tampon à préparer  $pH = pK_a \pm 1$
- 2) S'assurer que le tampon choisi ne forme pas de complexes insolubles avec les ions présents dans le milieu réactionnel, et qu'il soit dépourvu de pouvoir chélateur
- 3) Selon le besoin, s'assurer que le tampon choisi n'a pas de propriétés indésirables (non-toxique, n'absorbe pas la lumière UV-Vis...etc.)
- 4) Préparer le tampon à des concentrations assurant le meilleur pouvoir tampon (généralement entre 0,02 et 0,1 M)



# 3) pH, solutions tampon et pouvoir tampon

**FIGURE 3.2**  
Effective buffering  
ranges of several  
common buffers.  
See Table 3.1 for  
abbreviations.



### 3) pH, solutions tampon et pouvoir tampon

#### Comment préparer une solution tampon :

- 1) Méthode 1:** combiner, dans les proportions requises, la forme non dissociée du produit (HA) avec sa forme dissociée (sel de la base conjuguée).
  - Cette proportion se calcule aisément avec l'équation d'Henderson-Hasselbach.
  - Des tableaux donnant les proportions requises de tels mélanges sont disponibles.
- 2) Méthode 2:** titrer, jusqu'au pH désiré, le tampon (sous sa forme non dissociée), avec un acide ou une base selon le cas. Ce titrage se fait normalement au pH mètre.
  - Il existe aussi des tableaux donnant les proportions de tels mélange permettant d'obtenir un pH donné.



# 3) pH, solutions tampon et pouvoir tampon

## Comment préparer une solution tampon :

### 1) Méthode 1:

#### 5. Carbonate–bicarbonate buffer

Stock solutions:

A: 0.2 M solution of anhydrous sodium carbonate (21.2 g in 1,000 mL)

B: 0.2 M solution of sodium bicarbonate (16.8 g in 1,000 mL)

$x$  mL of A,  $y$  mL of B, diluted to a total of 200 mL

$x$	$y$	pH
4.0	46.0	9.2
7.5	42.5	9.3
9.5	40.5	9.4
13.0	37.0	9.5
16.0	34.0	9.6
19.5	30.5	9.7
22.0	28.0	9.8
25.0	25.0	9.9
27.5	22.5	10.0
30.0	20.0	10.1
33.0	17.0	10.2
35.5	14.5	10.3
38.5	11.5	10.4
40.5	9.5	10.5
42.5	7.5	10.6
45.0	5.0	10.7



### 3) pH, solutions tampon et pouvoir tampon

#### Comment préparer une solution tampon :

##### 1) Méthode 1:

###### 1. Acetate buffer

Stock solutions:

A: 0.2 M acetic acid (11.15 mL/L)

B: 0.2 M sodium acetate (16.4 g to sodium acetate or 27.2 g of sodium acetate 4H<sub>2</sub>O per litre)

$x$  mL of A +  $y$  mL of B, diluted to a total volume of 100 mL.

$x$	$y$	pH	$x$	$y$	pH
46.3	3.7	3.6	25.5	24.5	4.6
44.0	6.0	3.8	14.8	35.2	5.0
41.0	9.0	4.0	10.5	39.5	5.2
36.8	13.2	4.2	8.8	41.2	5.4
30.5	19.5	4.4	4.8	45.2	5.6

# 3) pH, solutions tampon et pouvoir tampon

## Comment préparer une solution tampon :

### 1) Méthode 1:

#### 2. Phosphate buffer

Stock solutions:

A: 0.2 M monobasic sodium phosphate (27.8 g on 1 L)

B: 0.2 M dibasic sodium phosphate (53.65 g of  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  or 71.7 g  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  in 1 L)

$x$  mL of A +  $y$  mL of B, diluted to a total volume of 200 mL.

$x$	$y$	pH	$x$	$y$	pH
93.5	6.5	5.7	65.5	43.5	6.7
90.0	10.0	5.9	39.0	61.0	7.0
85.0	15.0	6.1	16.0	84.0	7.5
77.5	22.5	6.3	5.3	94.7	8.0
68.5	31.5	6.5			

# 3) pH, solutions tampon et pouvoir tampon

## Comment préparer une solution tampon :

### 1) Méthode 2:

3. Tris (hydroxyméthyl) aminométhane buffer or Tris buffer

Stock solutions:

A: 0.2 M Tris (hydroxyméthyl) aminométhane (24.2 g/L)

B: 0.2 M HCl

50 mL of A + y mL of B diluted to a total volume of 200 mL. 0.05 M Tris-HCl buffer will be obtained.

y	pH	y	pH
5.0	9.0	26.8	8.0
8.1	8.8	32.8	7.8
12.2	8.6	38.4	7.6
16.5	8.4	41.4	7.4
21.9	8.2	44.2	7.2



# 3) pH, solutions tampon et pouvoir tampon

## Comment préparer une solution tampon :

### 1) Méthode 2:

8. Glycine–NaOH buffer

Stock solutions:

A: 0.2 M solution of glycine (15.01 g in 1 L)

B: 0.2 M NaOH

50 mL of A +  $x$  mL of B, diluted to a total of 200 mL.

$x$	$y$
4.0	8.6
6.0	8.8
8.8	9.0
12.0	9.2
16.8	9.4
22.4	9.6
27.2	9.8
32.0	10.0
38.6	10.4
45.5	10.6