### Chapitre 8 : Force des acides et des bases

160

### Objectifs et trame du chapitre (9 séances)

### Autoprotolyse de l'eau – Produit ionique de l'eau

Cours (0.5 séance)

### Capacités visées :

- Définir le produit ionique de l'eau.
- Associer Ke à l'équation de réaction correspondante

### II. Acides forts et bases fortes Cours (0,5 séance)

### Capacités visées :

Associer le caractère fort d'un acide (d'une base) à la transformation quasi-totale de cet acide (cette base avec l'eau).

#### III. Acides faibles et bases faibles

Activité expérimentale n°8.1 : Force d'un acide ou d'une base (2 séances)

### Capacités visées :

- Mesure et incertitudes.
- Comparer la force de différents acides ou de différentes bases dans l'eau.
- Mesurer le pH de solution d'acide ou de base de concentration donnée pour en déduire le caractère fort ou faible de l'acide ou de la base.
- Prévoir la composition finale d'une solution aqueuse de concentration donnée en acide fort apportée.
- Citer des solutions aqueuses d'acides et de bases courantes et les formules des espèces dissoutes associées: acide chlorhydrique, acide nitrique, acide éthanoïque, soude ou hydroxyde de sodium, ammoniac.

Activité numérique n°8.2 : Un conservateur alimentaire : l'acide benzoïque (Python p 91)

#### Capacités visées :

- Associer K<sub>A</sub> aux équations de réactions correspondantes.
- Déterminer, à l'aide d'un langage de programmation, le taux d'avancement final d'une transformation, modélisée par la réaction d'un acide sur l'eau.
- Tracer, à l'aide d'un langage de programmation, le diagramme de distribution des espèces d'un couple acide-base de pKA donné.
- Estimer la valeur de la constante d'acidité d'un couple acide-base à l'aide d'une mesure de pH.
- Prévoir la composition finale d'une solution aqueuse de concentration donnée en acide faible apportée.

### Cours (0,5 séance)

### Capacités visées :

- Associer K<sub>A</sub> aux équations de réactions correspondantes.
- Citer des solutions aqueuses d'acides et de bases courantes et les formules des espèces dissoutes associées : acide chlorhydrique, acide nitrique, acide éthanoïque, soude ou hydroxyde de sodium, ammoniac.
- Représenter le diagramme de prédominance d'un couple acide-base.
- Exploiter un diagramme de prédominance ou de distribution.
- Résoudre une équation du second degré

### IV. Des espèces particulières

Cours (0,5 séance)

### Capacités visées :

- Justifier le choix d'un indicateur coloré lors d'un titrage.
- Citer les propriétés d'une solution tampon.

# Bilan et correction d'exercices (2 séances)

### Synthèse des activités:

Vidéo: Bilan de cours sur force des acides et des bases (Stella)

https://www.youtube.com/watch?v=CrCuO6Jdvek



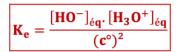
### I. Autoprotolyse de l'eau – Produit ionique de l'eau

# LE PRODUIT IONIQUE DE L'EAU K<sub>e</sub>

Dans le cas de la réaction d'autoprotolyse de l'eau, on a :

$$2H_2O_{(l)}\rightleftarrows HO_{(aq)}^- + H_3O_{(aq)}^+$$

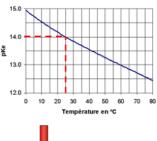
Et la constante d'équilibre  $K_e$  de cette réaction se nomme dans ce cas « produit ionique de l'eau  $K_e$ ». Il dépend de la température et s'écrit :

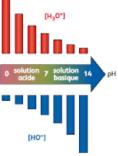


On définit aussi le pK de la manière suivante :

$$pK_e = -logK_e \Leftrightarrow K_e = 10^{-pK_e}$$

A 25°C: 
$$K_e = 10^{-14}$$
 et p $K_e = 14$ 





### Application:

Soit une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 5,0\*10<sup>-2</sup> mol/L. Quelle est nature acido-basique de cette solution et quelle est la valeur de son pH ?

On sait que 
$$K_e = [H_3O^+_{(aq)}] \times [OH^-_{(aq)}] = 10^{-14} \text{ d'où } [H_3O^+_{(aq)}] = \frac{10^{-14}}{[OH^-_{(aq)}]} = \frac{10^{-14}}{5.0*10^{-3}} = 2.0*10^{-12} \text{ mol/L}$$
  
Alors pH = - log  $[H_3O^+_{(aq)}] = -\log 2.0*10^{-12} = 11.7$ 

### II. Acides forts et bases fortes

# FORCE D'UN ACIDE : L'ACIDE FORT

#### Définition

Un <u>acide fort</u> est un acide qui se dissocie de façon quasi-totale dans l'eau  $(\tau_f \approx 1)$ .

• Exemples : l'acide chlorhydrique ( $H_3O^+_{(aq)}$ ;  $Cl^-_{(aq)}$ ), l'acide sulfurique ( $H_2SO_{4(aq)}$ ), l'acide nitrique ( $HNO_{3(aq)}$ )

Equation de	la réaction :	$AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A_{(aq)}^- + H_3O_{(aq)}^+$					
Etat du système	Avancement de la réaction	Quantités de matière présentes dans le système					
Initial	x = 0	$C_{A,i}.V$	solvant	0	0		
En cours	x	$C_{A,i}V-x$	solvant	х	х		
Final	$x = x_f$	$C_{A,i}V-x_f\approx 0$	solvant	$\mathbf{x}_{f} \approx \mathbf{x}_{max}$	$x_f \approx x_{max}$		
Final si réaction totale	$x = x_{max}$	$C_{A,i}.V - x_{max} = 0$	solvant	<b>X</b> <sub>max</sub>	<b>X</b> <sub>max</sub>		

Le réactif limitant étant l'acide fort et la réaction étant quasi-totale, on peut considérer que :

 $\begin{array}{cccc} C_{A,i}.\,V-x_f=0 \Leftrightarrow x_f=C_{A,i}.\,V\\ \text{Or, on voit aussi dans le tableau}\\ \text{d'avancement que}:n_f(H_30^+)=x_f\\ \text{Donc}: \end{array}$ 

$$n_{f}(H_{3}O^{+}) = C_{A,i}.V \Leftrightarrow \frac{n_{f}(H_{3}O^{+})}{V} = C_{A,i}$$
$$\Rightarrow [H_{3}O^{+}]_{f} = C_{A,i}$$

$$\begin{split} \text{Or}: \text{pH} &= -log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right) \\ \Rightarrow & \text{A l'équilibre}: \boxed{\text{pH} &= -log\left(\frac{\text{C}_{\text{A},i}}{c^\circ}\right)} \end{split}$$

# **FORCE D'UNE BASE : LA BASE FORTE**

Définition

Une base forte est une base qui se dissocie de façon quasi-totale dans l'eau ( $\tau_f \approx 1$ ).

• Exemples : l'hydroxyde de sodium ou soude ( $Na_{(aq)}^+; HO_{(aq)}^-$ ), l'hydroxyde de potassium ou potasse ( $K_{(aq)}^+; HO_{(aq)}^-$ ).

Equation de la réaction :		$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons BH_{(aq)}^+ + HO_{(aq)}^-$						
Etat du système	Avancement de la réaction	Quantités de matière présentes dans le système						
Initial	x = 0	$C_{B,i}.V$	solvant	0	0			
En cours	x	$C_{B,i}V-x$	solvant	x	х			
Final	$x = x_f$	$C_{B,i}V-x_f \approx 0$	solvant	$x_f \approx x_{max}$	$x_f \approx x_{max}$			
Final si réaction totale	$x = x_{max}$	$C_{B,i}.V - X_{max} = 0$	solvant	X <sub>max</sub>	X <sub>max</sub>			

Le réactif limitant étant la base forte et la réaction étant quasi-totale, on peut considérer que :

$$C_{B,i}$$
.  $V - x_f = 0 \Leftrightarrow x_f = C_{B,i}$ .  $V$ 

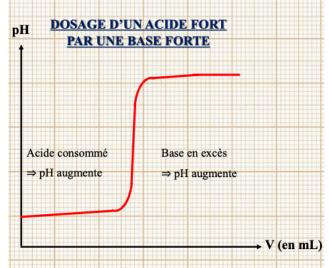
Or, on voit aussi dans le tableau d'avancement que :  $n_f(\mbox{Ho}^-) = x_f$ 

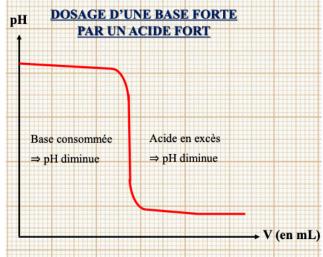
Donc :

$$\begin{split} n_f(\text{HO}^-) &= C_{\text{B,i}}.V \Leftrightarrow \frac{n_f(\text{HO}^+)}{V} = C_{\text{B,i}} \\ \Rightarrow & [\text{HO}^-]_{\text{eq}} = C_{\text{B,i}} \end{split}$$

$$\begin{aligned} \text{Or} : K_e &= \frac{[\text{HO}^-]_{\acute{eq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\acute{eq}}}{(c^\circ)^2} \\ \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_{\acute{eq}} &= \frac{K_e \cdot (c^\circ)^2}{[\text{HO}^-]_{eq}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_{\acute{eq}} = \frac{K_e \cdot (c^\circ)^2}{C_{B,i}} \\ \text{Or} : \text{pH} &= -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right) \\ \Rightarrow \text{pH} &= -\log\left(\frac{K_e \cdot (c^\circ)^2}{c^\circ \cdot C_{B,i}}\right) \\ \Rightarrow \boxed{\textbf{pH} = \textbf{pK}_e + \textbf{log}(\textbf{C}_{B,i})} \end{aligned}$$

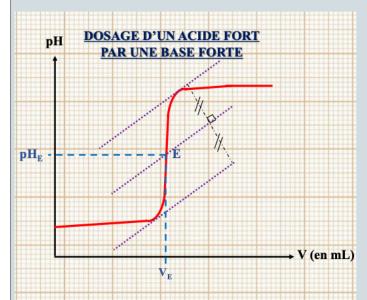
# **COURBES ACIDE FORT / BASE FORTE**





# **DETERMINATION DU VOLUME EQUIVALENT – METHODE 1**





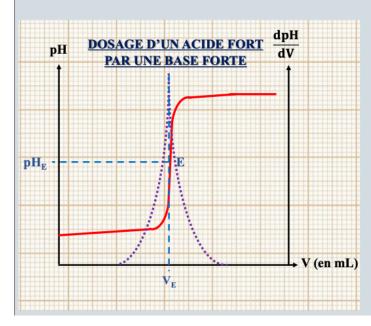
### <u>DETERMINATION DU VOLUME EQUIVALENT PAR LA</u> METHODE DES TANGENTES PARALLELES :

- Tracer deux tangentes à la courbe pH = f(V) parallèles entre elles, juste avant et juste après le saut de pH
- Tracer la parallèle équidistante des deux autres.

L'intersection de cette dernière parallèle avec la courbe détermine le point équivalent dont les coordonnées sont (V<sub>E</sub>; pH<sub>E</sub>).

# DETERMINATION DU VOLUME EQUIVALENT – METHODE 2

POINT METHODE



# DETERMINATION DU VOLUME EQUIVALENT PAR LA METHODE DE LA COURBE DERIVEE :

- Tracer la courbe de la dérivée du pH en fonction de  $V : \frac{dpH}{dV} = f(V)$
- Cette courbe présente un extremum (maximum ou minimum) pour une abscisse égale au volume équivalent V<sub>E</sub>.

### Explication:

La courbe de la dérivée du pH en fonction de  $V(\frac{dpH}{dV} = f(V))$  correspond à la <u>pente de la courbe</u> pH = f(V) en chaque point de celle-ci. On remarque bien que cette pente **augmente** jusqu'au point équivalent E, **puis diminue** alors à partir de celui-ci.

# FORCE D'UN ACIDE : L'ACIDE FAIBLE

Définition

Un <u>acide faible</u> est un acide qui se dissocie faiblement dans l'eau ( $\tau_f \ll 1$ ).

• Exemples : les acides carboxyliques (RCOO $H_{(aq)}$ ) comme l'acide éthanoïque (C $H_3$ COO $H_{(aq)}$ )

Equation de la réaction :		$AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A_{(aq)}^- + H_3O_{(aq)}^+$					
Etat du système	Avancement de la réaction	Quantités de matière présentes dans le système					
Initial	x = 0	$C_{A,i}.V$	solvant	0	0		
En cours	x	$C_{A,i}V-x$	solvant	x	х		
Final	$x = x_f$	$C_{A,i}.V - x_f \approx C_{A,i}.V$	solvant	$x_f \ll x_{max}$	$x_f << x_{max}$		
Final si réaction totale	$x = x_{max}$	$C_{A,i}.V - x_{max} = 0$	solvant	<b>x</b> <sub>max</sub>	<b>x</b> <sub>max</sub>		

# FORCE D'UNE BASE: LA BASE FAIBLE

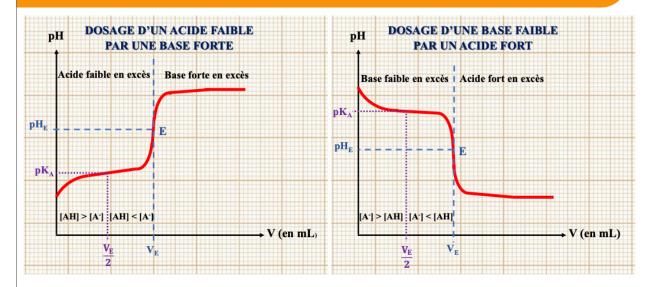
Définition

Une <u>base faible</u> est une base qui se dissocie faiblement dans l'eau ( $\tau_f \ll 1$ ).

• Exemple: l'ammoniac ( $NH_{3(aq)}$ )

Equation de la réaction :		$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons BH_{(aq)}^+ + HO_{(aq)}^-$					
Etat du système	Avancement de la réaction	Quantités de matière présentes dans le système					
Initial	x = 0	$C_{B,i}.V$	solvant	0	0		
En cours	x	$C_{B,i}.V - x$	solvant	x	х		
Final	$x = x_f$	$C_{B,i}.V - x_f \approx C_{B,i}.V$	solvant	$x_f << x_{max}$	$x_f << x_{max}$		
Final si réaction totale	x = x <sub>max</sub>	$C_{B,i}.V - x_{max} = 0$	solvant	X <sub>max</sub>	<b>x</b> <sub>max</sub>		

### **COURBES ACIDE FAIBLE / BASE FAIBLE**



# LA CONSTANTE D'ACIDITE KA

Lors d'une réaction acidobasique au cours de laquelle un acide réagit avec de l'eau, on a :

$$AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows A_{(aq)}^- + H_3O_{(aq)}^+$$

Et la constante d'équilibre K de cette réaction se nomme dans ce cas « constante d'acidité K<sub>A</sub>» du couple. Elle dépend de la température et s'écrit :

$$K_A = \frac{[A^-]_{\acute{eq}} \cdot [H_3 O^+]_{\acute{eq}}}{[AH]_{\acute{eq}} \cdot c^\circ}$$

On définit aussi le pKA de la manière suivante :

$$\mathbf{pK_A} = -\mathbf{logK_A} \Leftrightarrow \mathbf{K_A} = 10^{-\mathbf{pK_A}}$$

### LA RELATION D'HENDERSON-HASSELBACH

A partir des deux relations précédentes, on peut définir une autre relation nommée « relation d'Henderson-Hasselbach » :

$$\begin{aligned} &pK_{A} = -logK_{A} \\ &\Rightarrow pK_{A} = -log\left(\frac{[A^{-}]_{\acute{eq}} \cdot [H_{3}O^{+}]_{\acute{eq}}}{[AH]_{\acute{eq}} \cdot c^{\circ}}\right) \\ &\Rightarrow pK_{A} = -log\left(\frac{[A^{-}]_{\acute{eq}}}{[AH]_{\acute{eq}}}\right) - log\left(\frac{[H_{3}O^{+}]_{\acute{eq}}}{c^{\circ}}\right) \\ &\Rightarrow pK_{A} = -log\left(\frac{[A^{-}]_{\acute{eq}}}{[AH]_{\acute{eq}}}\right) + pH \end{aligned} \Rightarrow \begin{aligned} &pH = pK_{A} + log\left(\frac{[A^{-}]_{\acute{eq}}}{[AH]_{\acute{eq}}}\right) \end{aligned}$$

## **DOMAINE DE PREDOMINANCE**

Cette relation d'Henderson-Hasselbach permet de prédire quelle sera l'espèce prédominante entre AH et A- à un pH donné.

En effet, on peut distinguer trois cas:

$$pH = pK_A$$
or: 
$$pH = pK_A + \log\left(\frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}}\right)$$

$$\Rightarrow \log\left(\frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}}\right) = 0$$

$$\Rightarrow \frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}} = 10^0 = 1$$

$$\Rightarrow [A^-]_{\acute{e}q} = [AH]_{\acute{e}q}$$

$$pH < pK_A$$

$$or : pH = pK_A + log \left(\frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}}\right)$$

$$pK_A + log \left(\frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}}\right) < pK_A$$

$$\Rightarrow log \left(\frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}}\right) < 0$$

$$\Rightarrow \frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}} < 10^0 = 1$$

$$\Rightarrow [A^-]_{\acute{e}q} < [AH]_{\acute{e}q}$$

$$\begin{aligned} \textbf{pH} &> \textbf{pK}_{\textbf{A}} \\ \text{or} : \textbf{pH} &= \textbf{pK}_{\textbf{A}} + \log \left( \frac{[\textbf{A}^{-}]_{\acute{e}q}}{[\textbf{AH}]_{\acute{e}q}} \right) \\ \textbf{pK}_{\textbf{A}} &+ \log \left( \frac{[\textbf{A}^{-}]_{\acute{e}q}}{[\textbf{AH}]_{\acute{e}q}} \right) > \textbf{pK}_{\textbf{A}} \\ &\Rightarrow \log \left( \frac{[\textbf{A}^{-}]_{\acute{e}q}}{[\textbf{AH}]_{\acute{e}q}} \right) > 0 \\ &\Rightarrow \frac{[\textbf{A}^{-}]_{\acute{e}q}}{[\textbf{AH}]_{\acute{e}q}} > 10^{0} = 1 \\ &\Rightarrow \boxed{[\textbf{A}^{-}]_{\acute{e}q} > [\textbf{AH}]_{\acute{e}q}} \end{aligned}$$

Base A<sup>-</sup> prédomine

# DIAGRAMME DE PREDOMINANCE

Etablir un diagramme de prédominance permet ainsi d'avoir une idée précise de l'espèce prédominante à un pH donné, à condition de connaître le  $pK_A$  du couple  $AH_{(aq)}/A_{(aq)}^-$ :

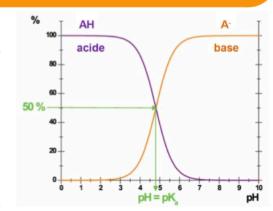
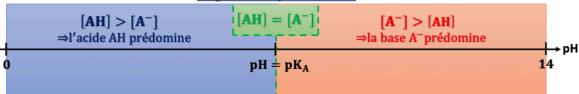


Diagramme de prédominance



#### IV. Des espèces particulières

# **EXEMPLE: LES INDICATEURS COLORES**

Un indicateur coloré est un couple acide/base noté  $IndH_{(aq)}/Ind_{(aq)}^-$ dont l'acide  $IndH_{(aq)}$  et sa base conjuguée  $Ind_{(aq)}^-$  ont des teintes différentes en solution aqueuse. La zone de virage (changement de teinte) se situe aux alentours du pK<sub>A</sub> de ce couple, au moment aucune espèce ne prédomine sur l'autre. L'indicateur coloré peut être utilisé dans les titrages mettant en jeu un acide et une base. L'équivalence a alors lieu lors du changement de teinte. Indicateur coloré – Exemple du bromocrésol

 $[IndH] = [Ind^-]$ [Ind<sup>-</sup>] > [IndH] la base Ind<sup>-</sup>prédomine ⇒couleur de Ind<sup>-</sup> (bleu)  $[IndH] > [Ind^-]$ [IndH] ≈ [Ind<sup>-</sup>] ⇒l'acide IndH prédomine ur intern (vert) ⇒couleur de IndH  $pK_A - 1$  $pH = pK_A$  $pK_A + 1$ 

# **EXEMPLE: LES INDICATEURS COLORES**

0.1

+ pH

	MOLECULE		COULEUR EN MILIEU :		ILIEU :	INDICATEUR COLORE	MOLECULE	ZONE DE
INDICATEUR COLORE		ZONE DE VIRAGE	acide	zone de virage	basique	INDICATEOR COLORE	MOLECOLE	ZONE DE
Bleu de		pH = 0	rouge	orange	jaune	Jaune de méthyle	O'NON	2,9 < pl
bromothymol (BBT)		6,0 < pH < 7,6	jaune	vert	bleu	Hélianthine (ou méthylorange)	)—————————————————————————————————————	3,1 < p
Rouge de crésol	но фон	0,2 < pH < 1,8	rouge	orange	jaune	Bleu de bromophénol	Dr. Dr. Dr. OH	3,0 < p
Rouge de cresor	O.	7,2 < pH < 8,8	jaune	orange	rouge		Br Br OH	
Bleu de thymol	но	1,2 < pH < 2,8	rouge	orange	jaune	Vert de bromocrésol	Br C	3,8 < p
Bied de thymor		8,0 < pH < 9,6	jaune	vert	bleu			
Rouge de méthyle	H <sub>I</sub> C <sub>N</sub> No <sub>N</sub> COOH	4,2 < pH < 6,2	rouge	orange	jaune	Rouge de bromophénol	NaO No	5,2 < p
Phénolphtaléine	6H <sub>3</sub>	8,0 < pH < 9,0	incolore	rose	fuschia	Rouge de phénol	HO CH'	6,4 < pl
	Q.	,,					но	
Jaune d'alizarine G	O <sub>2</sub> N-()-OH	10,0 < pH < 12,0	jaune	orange	rouge	Thymolphtaléine	(A)	9,3 < pl

			COULEUR EN MILIEU:		
INDICATEUR COLORE	MOLECULE	ZONE DE VIRAGE	acide	zone de virage	basique
Jaune de méthyle	O" O	2,9 < pH < 4,0	rouge	orange	jaune
Hélianthine (ou méthylorange)	)	3,1 < pH < 4,4	rouge	orange	jaune
Bleu de bromophénol	\$\\\\\\\\\\\\\\\\\\\\\\\\\\\\\\\\\\\\\	3,0 < pH < 4,6	jaune	vert	bleu
Vert de bromocrésol	HO Br Br OH	3,8 < pH < 5,4	jaune	vert	bleu
Rouge de bromophénol	HO NIO O	5,2 < pH < 6,8	jaune	orange	rouge
Rouge de phénol	HO C FOOT	6,4 < pH < 8,0	jaune	orange	rouge
Thymolphtaléine	HO OH	9,3 < pH < 10,5	incolore	bleu clair	bleu

# CHOIX DE L'INDICATEUR COLORE

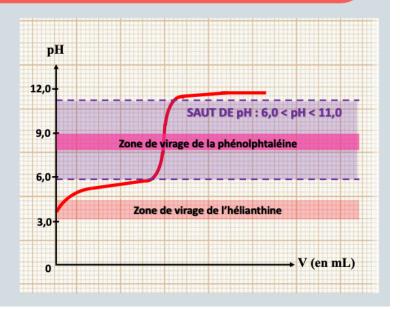


Dans le cas d'un dosage par titrage colorimétrique, le choix de l'indicateur coloré est important. Pour que la solution passe d'une couleur (ex : celle de IndH) à une autre (ex : celle de Ind-), il faut que la zone de virage de l'indicateur coloré se situe dans le saut de pH, et plus précisément, dans la zone d'équivalence.

### Exemple:

Zone de virage de l'hélianthine : 3,1 < pH < 4,4 Zone de virage de la phénolphtaléine : 8,0 < pH < 9,0

La phénolphtaléine, contrairement à l'hélianthine pourra donc être utilisé comme indicateur coloré de cette réaction. En effet, sa zone de virage se situe en plein dans la zone d'équivalence.



# **SOLUTION TAMPON**

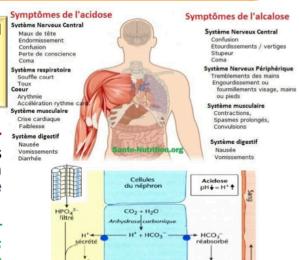
### Définition

Un système tampon est une solution dont le pH varie très faiblement lors :

- · de l'ajout modéré d'un acide ;
- · de l'ajout modéré d'une base ;
- · d'une dilution modérée.

Les systèmes tampons ont la capacité de stabiliser les changements de pH en absorbant soit les acides forts, soit les bases fortes. Un tampon acide-base consiste typiquement en un mélange d'acide faible et de sa base conjuguée (sel).

**Exemple**: dans le corps humain, le pH doit rester proche de 7,4 (7,35 < pH < 7,45) pour ne pas risquer une **alcalose** ou une **acidose**. Plusieurs systèmes tampons existent donc pour réguler le pH (dans les reins, les poumons, ou le sang).



NH4+

Tampon HCO<sub>3</sub>té au liq tracellul

# L'essentiel

### La réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau

### Produit ionique de l'eau $K_a$

Réaction d'autoprotolyse de l'eau 
$$H_2O(\ell) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + HO^-(aq)$$

$$K_e = [H_3O^+]_{\acute{e}q} \times [HO^-]_{\acute{e}q}$$
  $\grave{A} 25 \, °C, K_e = 10^{-14,0}.$   
 $pK_e = -log K_e$   $\grave{A} 25 \, °C, pK_e = 14,0.$ 

$$\text{À } 25 \,^{\circ}\text{C}, K_e = 10^{-14,0}$$
  
 $\text{À } 25 \,^{\circ}\text{C}, pK_e = 14,0.$ 

$$\frac{[H_3O^+]_{\acute{e}q}}{[H_3O^+]_{\acute{e}q}} > [HO^-]_{\acute{e}q} \qquad [H_3O^+]_{\acute{e}q} < \frac{[HO^-]_{\acute{e}q}}{[HO^-]_{\acute{e}q}}$$

$$[H_3O^+]_{\acute{e}q} = [HO^-]_{\acute{e}q}$$

$$[H_3O^+]_{\acute{e}q} < [HO^-]_{\acute{e}q}$$
 p $K_e$ 

Solution acide Solution neutre

### Solution basique

### Acide faible

AH(aq) + 
$$H_2O(\ell) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$
  
Transformation non totale:  $\tau < 1$ .

### Base faible $A^{-}(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons AH(aq) + HO^{-}(aq)$ Transformation non totale: $\tau$ < 1.

### Couple AH / A

### **Acide fort**

AH(aq) + H<sub>2</sub>O(
$$\ell$$
)  $\rightarrow$  A<sup>-</sup>(aq) + H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>(aq)  
Transformation totale:  $\tau = 1$ .

### **Base forte**

 $A^{-}(aq) + H_2O(\ell) \rightarrow AH(aq) + HO^{-}(aq)$ Transformation totale:  $\tau = 1$ .

### La constante d'acidité d'un couple acide-base

### Constante d'acidité KA

$$K_{A} = \frac{AH(aq) + H_{2}O(\ell) \rightleftharpoons A^{-}(aq) + H_{3}O^{+}(aq)}{[AH]_{\acute{e}q}} \text{ et } pK_{A} = -\log K_{A} \Leftrightarrow K_{A} = 10^{-pK_{A}}$$

### Diagrammes de distribution et de prédominance

- Diagramme de distribution : il représente les pourcentages des espèces acide et basique d'un même couple dans une solution en fonction du pH de la solution.
- Diagramme de prédominance :

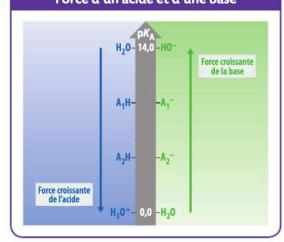
$$[AH]_{\acute{eq}} > [A^{-}]_{\acute{eq}} \qquad [AH]_{\acute{eq}} = [A^{-}]_{\acute{eq}} \qquad [AH]_{\acute{eq}} < [A^{-}]_{\acute{eq}} \qquad pH$$

$$0 \qquad pK_{A} \qquad A^{-} \text{pr\'edomine}$$

### Solution tampon

Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu par dilution ou par ajout de petites quantités d'acide ou de base.

### Force d'un acide et d'une base



### Indicateur coloré acido-basique

- Un indicateur coloré est un couple acidebase dont les espèces conjuguées n'ont pas la même teinte.
- Un indicateur coloré est adapté à un titrage si sa zone de virage contient le pH à l'équivalence pH<sub>F</sub>.