

lycee.hachette-education.com/pc/tle

Les acides et les bases
VIDÉO DE COURS

INFO

L'expression simplifiée du produit ionique de l'eau est :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \times [\text{HO}^-]_{\text{éq}}$$

où la concentration standard c° n'est pas écrite. Les concentrations sont en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et K_e n'a pas d'unité.

Cette écriture simplifiée sera souvent utilisée dans les exercices.

A Produit ionique de l'eau à différentes températures

Température (°C)	K_e
0	$1,1 \times 10^{-15}$
25	$1,0 \times 10^{-14}$
37	$2,4 \times 10^{-14}$
40	$3,0 \times 10^{-14}$
60	$9,6 \times 10^{-14}$

B pH du sang



> Le pH du sang est compris entre 7,35 et 7,45. Or, à 37 °C, $pK_e = 13,7$ donc $\text{pH}_{\text{neutre}} = 6,85$; le sang est une solution aqueuse légèrement basique.

C Solutions d'acide et de base faibles

	pH	τ
Acide méthanoïque $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq})$	2,9	0,13
Ammoniac $\text{NH}_3(\text{aq})$	10,6	0,04

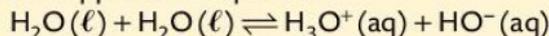
> Valeurs de pH et de τ à 25 °C pour des solutions de même concentration en solutés apportés $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

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

a. Produit ionique de l'eau, K_e

• L'eau appartient à deux couples acide-base : $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$ et $\text{H}_2\text{O}(\ell) / \text{HO}^-(\text{aq})$ (chapitre 1), il peut donc se produire une réaction entre l'acide $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ et la base $\text{H}_2\text{O}(\ell)$, nommée autoprotolyse de l'eau.

Soit les réactions opposées d'équation :



La constante d'équilibre associée à cette équation, nommée **produit ionique de l'eau** K_e , est :

$$K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{c^\circ} \times \frac{[\text{HO}^-]_{\text{éq}}}{c^\circ} \quad \text{où } c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

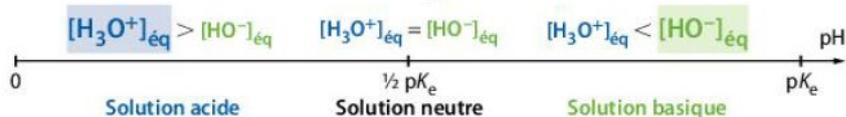
K_e ne dépend que de la température (doc. A).

• On définit aussi le pK_e :

$$\begin{array}{lll} pK_e = -\log K_e & \text{soit} & K_e = 10^{-pK_e} \\ \text{à } 25 \text{ °C} & pK_e = 14 & \text{et} & K_e = 1,0 \times 10^{-14} \end{array}$$

• L'autoprotolyse de l'eau a lieu dans toutes les solutions aqueuses. Ainsi, toute solution aqueuse contient des ions $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ et $\text{HO}^-(\text{aq})$.

• Dans l'eau « pure » et dans toute solution neutre, $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = [\text{HO}^-]_{\text{éq}}$ donc $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}^2$, d'où $\text{pH}_{\text{neutre}} = \frac{1}{2} pK_e$ (doc. B) :

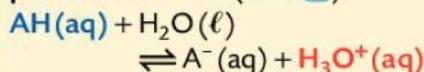


Ainsi $\text{pH} = 7,0$ à 25 °C.

b. Acides et bases faibles

Acide faible

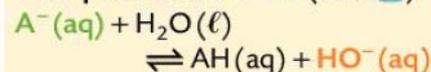
La transformation modélisée par la réaction entre l'acide et l'eau n'est **pas totale** : $\tau < 1$ (doc. C).



Donc $[\text{H}_3\text{O}^+]_f < C$ où C est la concentration en acide apporté.

Base faible

La transformation modélisée par la réaction entre la base et l'eau n'est **pas totale** : $\tau < 1$ (doc. C).



Donc $[\text{HO}^-]_f < C$ où C est la concentration en base apportée.

Exemples

• Un acide faible : l'acide méthanoïque

Une solution aqueuse d'acide méthanoïque $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq})$ de volume $V = 100,0 \text{ mL}$ et de concentration $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en soluté apporté a un pH égal à 2,9.

Équation	$\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq})$	$+$	$\text{H}_2\text{O}(\ell)$	\rightleftharpoons	$\text{HCO}_2^-(\text{aq})$	$+$	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
État initial ($x = 0 \text{ mol}$)	$n_1 = C \times V$		Solvant		0		0
État final (x_f)	$n_1 - x_f$		Solvant		x_f		x_f

$$x_f = n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \times V = 10^{-\text{pH}} \times V = 10^{-2,9} \times 100,0 \times 10^{-3} = 1,3 \times 10^{-4} \text{ mol}.$$

$$x_{\text{max}} = C \times V = 1,0 \times 10^{-2} \times 100,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

$$x_f < x_{\text{max}} \text{ donc la transformation n'est pas totale et } \tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = \frac{1,3 \times 10^{-4}}{1,0 \times 10^{-3}} = 0,13.$$

Les réactifs et les produits coexistent dans l'état final d'équilibre :

État final (x_f)	$8,7 \times 10^{-4} \text{ mol}$	Solvant	$1,3 \times 10^{-4} \text{ mol}$	$1,3 \times 10^{-4} \text{ mol}$
----------------------	----------------------------------	---------	----------------------------------	----------------------------------

RAPPEL DU CHAPITRE 7

Dans le cas d'une transformation non totale, à l'état final, les quantités des espèces ne varient plus : tous les réactifs et tous les produits coexistent. L'état final est appelé état d'équilibre chimique.

D Solutions d'acides et de bases fortes

	pH	τ
Acide chlorhydrique $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$	2,0	1,00
Ion éthanoate $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}^-(\text{aq})$	12,0	1,00

> Valeurs de pH et de τ à 25 °C pour des solutions de même concentration en solutés apportés $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Démonstration

Pour une solution de concentration apportée en base forte C, on a : $[\text{HO}^-] = C$.

Or $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-]$;

$$\text{donc } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]} = \frac{K_e}{C} ;$$

$$\text{soit } \text{pH} = -\log \frac{K_e}{C} = -\log K_e + \log C$$

d'où $\text{pH} = \text{p}K_e + \log C$.

• Une base faible : l'ammoniac

Une solution aqueuse d'ammoniac de volume $V = 100,0 \text{ mL}$ et de concentration $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en soluté apporté a un pH égal à 10,6.

Équation	$\text{NH}_3(\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\ell)$	\rightleftharpoons	$\text{NH}_4^+(\text{aq})$	+	$\text{HO}^-(\text{aq})$
État initial ($x = 0 \text{ mol}$)	$n_i = C \times V$		Solvant		0		0
État final (x_f)	$n_i - x_f$		Solvant		x_f		x_f

$$x_f = n_f(\text{HO}^-) = [\text{HO}^-]_f \times V = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]_f} \times V = 10^{\text{pH} - \text{p}K_e} \times V.$$

$$x_f = 10^{-3,4} \times 100,0 \times 10^{-3} = 4,0 \times 10^{-5} \text{ mol}.$$

$$x_{\text{max}} = C \times V = 1,0 \times 10^{-2} \times 100,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

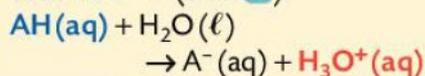
$$x_f < x_{\text{max}} \text{ donc la transformation n'est pas totale et } \tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = \frac{4,0 \times 10^{-5}}{1,0 \times 10^{-3}} = 0,040.$$

État final (x_f)	$9,6 \times 10^{-4} \text{ mol}$	Solvant	$4,0 \times 10^{-5} \text{ mol}$	$4,0 \times 10^{-5} \text{ mol}$
----------------------	----------------------------------	---------	----------------------------------	----------------------------------

c. Cas limite des acides et des bases fortes

Acide fort

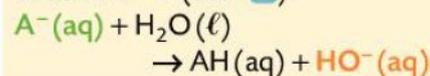
La transformation modélisée par la réaction entre l'acide et l'eau est **totale** : $\tau = 1$ (doc. D).



Donc $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = C$ où C est la concentration en acide apporté et $\text{pH} = -\log C$.

Base forte

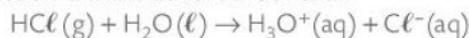
La transformation modélisée par la réaction entre la base et l'eau est **totale** : $\tau = 1$ (doc. D).



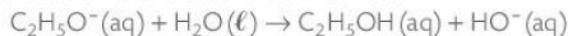
Donc $[\text{HO}^-]_f = C$ où C est la concentration en base apportée et $\text{pH} = \text{p}K_e + \log C$ (Démonstration)

Exemples

- Équation de réaction d'un acide fort avec l'eau :



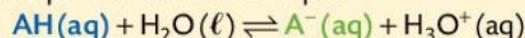
- Équation de réaction d'une base forte avec l'eau :



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

a. Constante d'acidité K_A et $\text{p}K_A$

La **constante d'acidité** K_A d'un couple acide-base $\text{AH}(\text{aq}) / \text{A}^-(\text{aq})$ est la constante d'équilibre associée à l'équation :



$$K_A = \frac{\frac{[\text{A}^-]_{\text{éq}}}{c^\circ} \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{c^\circ}}{\frac{[\text{AH}]_{\text{éq}}}{c^\circ}} \quad \text{où } c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

On définit aussi : $\text{p}K_A = -\log K_A$ soit $K_A = 10^{-\text{p}K_A}$

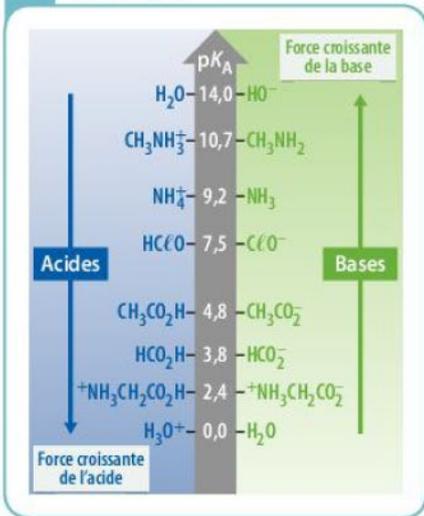
L'expression simplifiée de la constante d'acidité est : $K_A = \frac{[\text{A}^-]_{\text{éq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{AH}]_{\text{éq}}}$

Les concentrations sont en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et K_A n'a pas d'unité. Cette écriture simplifiée sera souvent utilisée dans les exercices.

Exemple : $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HCO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

$$K_A = \frac{[\text{HCO}_2^-]_{\text{éq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{HCO}_2\text{H}]_{\text{éq}}} = 1,6 \times 10^{-4} \text{ soit } \text{p}K_A = 3,8 \text{ à } 25 \text{ }^\circ\text{C}.$$

E pK_A à 25 °C de quelques couples acide-base



lycee.hachette-education.com/pc/tle

b. Forces comparées des acides et des bases dans l'eau

L'acide le plus fort dans l'eau est l'ion $H_3O^+(aq)$. La base la plus forte dans l'eau est l'ion $HO^-(aq)$. Les pK_A des couples acide-base sont compris entre ceux des deux couples de l'eau (doc. **E**).

- Un acide $AH(aq)$ est d'autant plus fort dans l'eau que le pK_A du couple auquel il appartient est petit.
- Une base $A^-(aq)$ est d'autant plus forte dans l'eau que le pK_A du couple auquel elle appartient est grand.

Exemples

$pK_A(HCO_2H(aq) / HCO_2^-(aq)) < pK_A(CH_3CO_2H(aq) / CH_3CO_2^-(aq))$, donc l'acide méthanoïque $HCO_2H(aq)$ est plus fort que l'acide éthanoïque $CH_3CO_2H(aq)$.
L'ion éthanolate $CH_3CO_2^-(aq)$ est une base plus forte que l'ion méthanolate $HCO_2^-(aq)$.

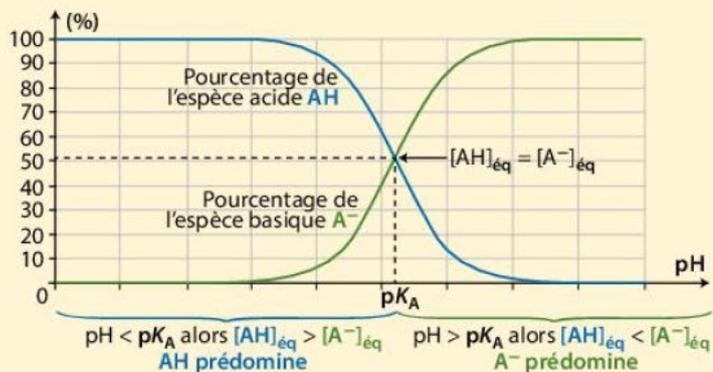
c. Espèce prédominante d'un couple

• Pour tout couple acide-base $AH(aq) / A^-(aq)$, on peut écrire :

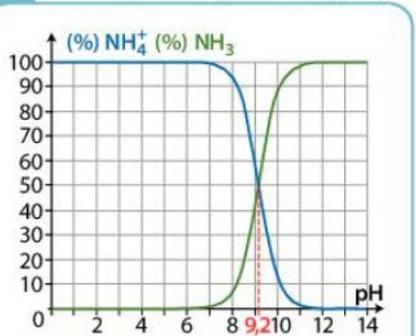
$$pK_A = -\log K_A = -\log \left(\frac{[A^-]_{\text{éq}} \times [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}} \right) = -\log \left(\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}} \right) - \log [H_3O^+]_{\text{éq}}$$

Donc :
$$pH = pK_A + \log \left(\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}} \right)$$

• Le **diagramme de distribution** représente les pourcentages des espèces acide et basique d'un même couple dans une solution en fonction du pH de la solution.



F Diagramme de distribution du couple $NH_4^+(aq) / NH_3(aq)$

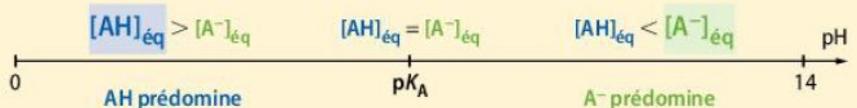


> À l'intersection des deux courbes, $pH = pK_A = 9,2$.

Exemple

Diagramme de distribution du couple $NH_4^+(aq) / NH_3(aq)$: (doc. **F**)

• Le **diagramme de prédominance** d'un couple $AH(aq) / A^-(aq)$ représente les domaines de prédominance de l'espèce acide et de l'espèce basique conjuguée en fonction du pH de la solution.



Indicateur coloré et équivalence d'un titrage acido-basique

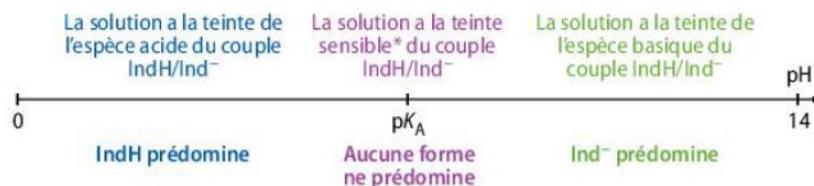
Un **indicateur coloré acido-basique** est un couple acide-base, noté $IndH / Ind^-$, dont les espèces conjuguées n'ont pas la même teinte.

G Teintes du bleu de bromothymol (BBT)



> Teinte de l'espèce acide, teinte sensible et teinte de l'espèce basique du BBT.

Après l'ajout de quelques gouttes d'un indicateur coloré dans une solution initialement incolore, celle-ci peut prendre différentes teintes selon son pH :

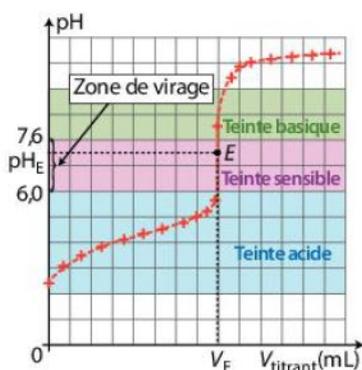


* La teinte sensible est un mélange des teintes des formes acide et basique du couple $\text{IndH} / \text{Ind}^-$.

La zone de virage est le domaine de pH pour lequel la solution prend la teinte sensible de l'indicateur coloré.

Exemple : La zone de virage du BBT est le domaine de pH [6,0-7,6] (doc. G).

H Titration acido-basique avec un indicateur coloré



> Le BBT est un indicateur coloré adapté pour ce titrage, car le pH à l'équivalence pH_E appartient à la zone de virage de l'indicateur [6,0 – 7,6].

Un indicateur coloré acido-basique est adapté à un titrage si la zone de virage de l'indicateur coloré contient le pH à l'équivalence pH_E du titrage.

L'utilisation d'un indicateur coloré permet de repérer visuellement l'équivalence d'un titrage acido-basique grâce au changement de teinte de la solution (graphique H).

d. Solution tampon et contrôle du pH

Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu par dilution ou par ajout de petites quantités de solutions acides ou basiques.

Exemple : De nombreux processus biologiques ne peuvent se produire que dans des milieux de pH bien déterminé. Ainsi, le pH du sang doit rester compris entre 7,35 et 7,45. Le couple $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) / \text{HCO}_3^-(\text{aq})$, appelé « tampon bicarbonate » contribue à cette régulation.

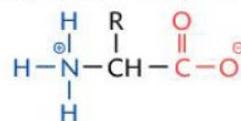
e. Cas des acides α -aminés

• Un acide α -aminé est une molécule qui contient un groupe carboxyle $-\text{CO}_2\text{H}$ et un groupe amine $-\text{NH}_2$ portés par le même atome de carbone. La formule générale d'un acide α -aminé (R est un groupe d'atomes) est :



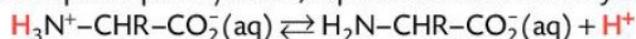
• En solution aqueuse, un acide α -aminé existe essentiellement sous la forme d'un amphion (ou zwitterion), qui résulte d'un transfert interne de l'ion hydrogène H^+ du groupe carboxyle vers le groupe amine.

La formule générale de l'amphion correspondant est :

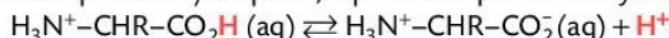


L'amphion est une espèce amphotère. Il peut se comporter comme :

– l'acide du couple amphion / anion, capable de céder un ion hydrogène H^+ :



– la base du couple cation / amphion, capable de capter un ion hydrogène H^+ :



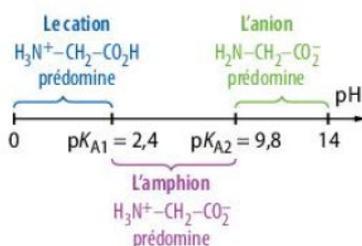
• Un acide α -aminé est caractérisé par deux pK_A (doc. I). Le diagramme de prédominance d'un acide α -aminé présente trois domaines de prédominance.

Exemple : Le diagramme de prédominance de la glycine $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CO}_2\text{H}$, montre la présence prédominante de l'amphion $\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{CO}_2^-$ entre pK_{A1} et pK_{A2} (doc. J).

I pK_A de quelques acides α -aminés

Acide α -aminé	pK_{A1} cation/amphion	pK_{A2} amphion/anion
Glycine	2,4	9,8
Alanine	2,4	9,9
Valine	2,3	9,4

J Diagramme de prédominance de la glycine



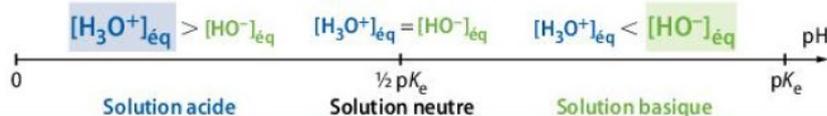
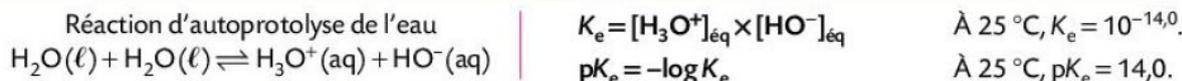
L'essentiel



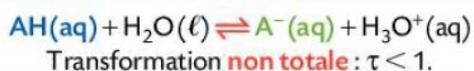
- VIDÉOS DE COURS
 - Les acides et les bases
 - Diagramme de prédominance
- QCM
 - Version interactive

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

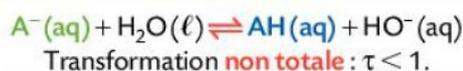
Produit ionique de l'eau K_e



Acide faible

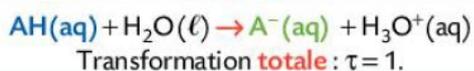


Base faible



Couple
 AH / A^-

Acide fort

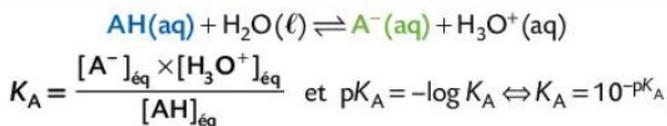


Base forte



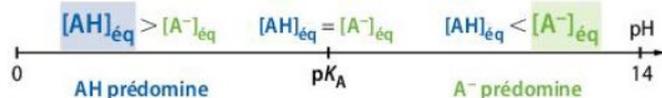
2 La constante d'acidité d'un couple acide-base

Constante d'acidité K_A



Diagrammes de distribution et de prédominance

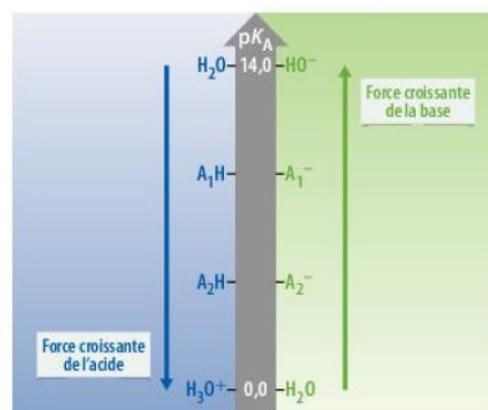
- Diagramme de distribution** : il représente les pourcentages des espèces acide et basique d'un même couple dans une solution en fonction du pH de la solution.
- Diagramme de prédominance** :



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 acide-base 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_E .