

EQUILIBRE ACIDOBASIQUE

Nous allons, dans ce chapitre appliquer les concepts d'équilibre chimique à l'étude des réactions acidobasiques.

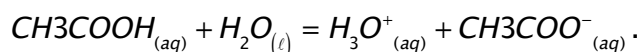
Les acides et les bases figurent parmi les substances les plus courantes dans la nature. Les acides aminés sont à la base des protéines (macromolécules qui sont les briques élémentaires constitutives des organismes vivants). L'acidité des fleuves, des lacs, des océans est affectée par la dissolution d'acides ou de bases. Les fonctions vitales de notre organisme dépendent aussi de ce type de composés. Les acides et les bases sont aussi très présents dans l'alimentation, dans les médicaments, dans l'industrie chimique (engrais...).

I - LES COUPLES ACIDE-BASE

1-1 Ionisation des composés moléculaires dans l'eau.

Nous savons, depuis le cours précédent, que les composés ioniques, comme le chlorure de sodium, se dissolvent dans l'eau en leurs ions constitutifs. On dit que le composé ionique se **dissocie** (dans les limites de sa solubilité).

Un acide est un composé moléculaire (qui peut être un ion positif ou négatif) qui, une fois dans l'eau va partiellement se **ioniser** en cédant un proton H^+ à l'eau. Par exemple, l'acide éthanoïque CH_3COOH (présent en abondance dans le vinaigre de cuisine) donne dans l'eau :



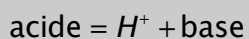
On constate qu'il y a un échange de protons entre l'eau et l'acide ce qui va nous conduire à la définition du concept d'acide et de base.

1-2 Les couples acide-base.

Dans le cadre du programme de PTSI, nous allons donner la définition de **Bronsted-Lowry** (1923) des acides et des bases. C'est la plus utilisée mais ce n'est pas la seule possible (définition de Arrhenius-Lewis).

- Un **acide** est une espèce (moléculaire ou ionique) **susceptible de donner un proton H^+** ou de provoquer la libération d'un proton du solvant.
- Une **base** est une espèce (moléculaire ou ionique) **susceptible de capter un proton H^+** .

On peut résumer ces définitions par la demi-équation acide-base symbolique suivante :



Il s'agit d'une écriture symbolique. Un proton n'existe jamais à l'état libre. Pour qu'un acide libère un proton, il faut la présence d'une base susceptible de capter le proton libéré. Cette base sera souvent (mais pas toujours) le solvant eau ce qui donnera l'ion **hydronium (ou oxonium)** H_3O^+ .

On constate qu'à un acide correspond toujours une base **conjuguée** et réciproquement. On parle de **couple acide-base**.

Exemple :

Le tableau ci-dessous donne des exemples de couples acidobasiques. D'autres exemples sont données en annexe 1.

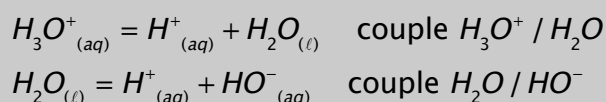
TABLEAU 4.2 Quelques couples acidobasiques

Noms	Acide 1		Base 2		Acide 2		Base 1	Noms
chlorure d'hydrogène	HCl	+	H ₂ O	→	H ₃ O ⁺	+	Cl ⁻	ion chlorure
ion hydrogénocarbonate	HCO ₃ ⁻	+	H ₂ O	⇌	H ₃ O ⁺	+	CO ₃ ²⁻	ion carbonate
acide acétique	CH ₃ COOH	+	H ₂ O	⇌	H ₃ O ⁺	+	CH ₃ COO ⁻	ion acétate
ion ammonium	NH ₄ ⁺	+	H ₂ O	⇌	H ₃ O ⁺	+	NH ₃	ammoniac
eau	H ₂ O	+	H ₂ O	⇌	H ₃ O ⁺	+	OH ⁻	ion hydroxyde
ion hydronium	H ₃ O ⁺	+	OH ⁻	⇌	H ₂ O	+	H ₂ O	eau

1-3 Couples acide-base de l'eau

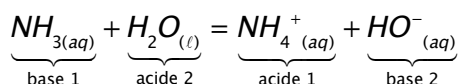
Dans les exemples précédents, on constate que l'eau peut capter un proton H^+ pour donner H_3O^+ (elle se comporte comme une base) ou bien céder un proton pour donner l'ion **hydroxyde** HO^- (elle se comporte alors comme un acide). Une espèce qui peut se comporter à la fois comme une base et comme un acide est qualifiée d'**ampholyte** (ou **amphotère**).

L'eau jouant un rôle central en tant que solvant, on retiendra.



1-4 Réaction acide-base

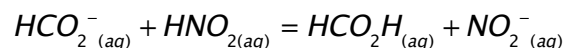
Considérons à nouveau la réaction suivante :



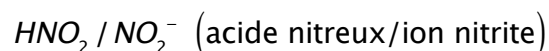
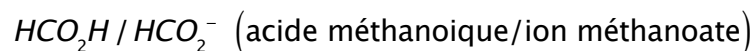
On constate que le proton cédé par l'acide 2, l'eau, est capté par la base 1, l'ammoniaque. Il y a alors formation de l'acide 1, l'ion ammonium et de la base 2, l'ion hydroxyde. Une réaction acide-base met toujours **en jeu deux couples acide-base**. Il y a **transfert de proton** d'un acide d'un couple vers la base de l'autre couple.

Un des couples en jeu est souvent un couple de l'eau étant donné qu'il s'agit du solvant mais ce n'est pas toujours le cas.

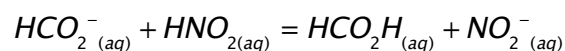
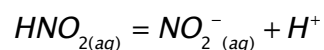
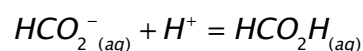
Exemple :



Couples mis en jeu :



On peut écrire l'équation de réaction bilan comme la somme de deux demi-équations symboliques:



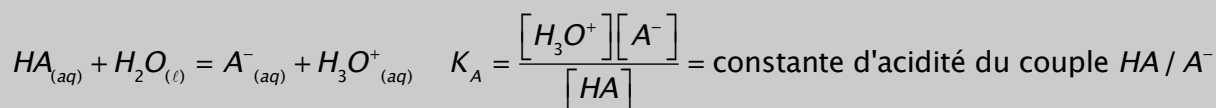
On constate qu'il n'y a plus de proton à l'état libre dans l'équation de réaction bilan. On a un transfert de protons.

II – CONSTANTE D'ACIDITE ET FORCE DES ACIDES

2-1 Constante d'acidité et constante de basicité

Les réactions acidobasiques conduisent à des équilibres chimiques. On peut alors définir des constantes d'équilibre.

On considère un couple acide-base noté de façon symbolique HA/A^- dont la demi-équation associée s'écrit $HA = H^+ + A^-$. Par définition la **constante d'acidité**, notée K_A , du couple HA/A^- est la constante d'équilibre associée à l'ionisation de l'acide HA dans l'eau :

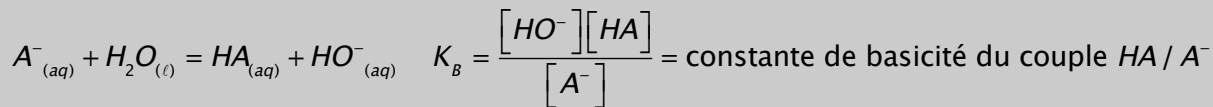


Les concentrations sont calculées à l'équilibre. Dans l'écriture de K_A , nous n'avons pas fait apparaître $C_0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$. Il faut donc faire attention aux unités utilisées. K_A ne **dépend que de la température** comme toute constante d'équilibre thermodynamique. Cet équilibre met en jeu les couples HA/A^- et H_3O^+/H_2O .

Les valeurs numériques des constantes d'acidité varient de plusieurs ordres de grandeur, il est donc préférable de travailler en échelle log, on définit alors :

$$pK_A = -\log K_A \Leftrightarrow K_A = 10^{-pK_A} \text{ (par définition)}$$

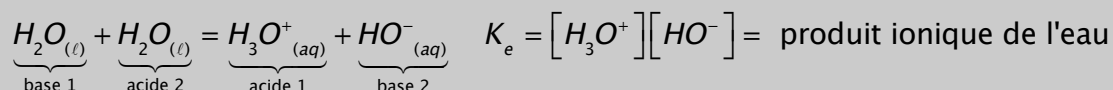
On peut définir d'une façon similaire la **constante de basicité**, notée K_B , du couple HA/A^- comme la constante d'équilibre associée à l'équilibre suivant :



On utilise plus souvent la constante d'acidité K_A car nous allons voir que K_A et K_B sont liées. K_B ne dépend que de la température. Une table de valeurs de K_A et de K_B se trouve en annexe 2.

2-2 Autoionisation (ou autoprotonolyse) de l'eau, produit ionique de l'eau

H_2O est l'acide du couple H_2O/HO^- , on peut donc lui définir une constante d'acidité, notée K_e et que l'on appelle le produit ionique de l'eau :



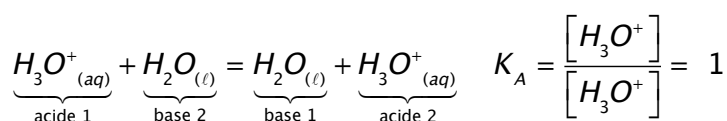
Il s'agit de l'autoionisation ou autoprotonolyse de l'eau. Cette réaction acide-base résulte de l'interaction entre le couple H_3O^+/H_2O et le couple H_2O/HO^- . On constate donc qu'une « eau liquide pure » ne l'est jamais, il y a toujours une quantité faible d'ions H_3O^+ et d'ions $HO^-_{(aq)}$ dans l'eau. En effet on retiendra que :

$$K_e(25^\circ C) = 10^{-14}$$

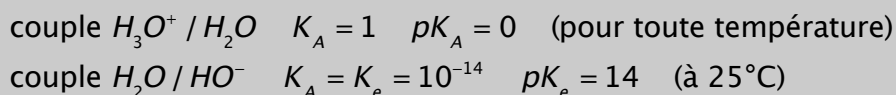
$K_e(25^\circ C) \ll 1$, ainsi la réaction d'autoprotonolyse de l'eau est très faiblement déplacée vers la droite.

Dans l'eau pure à $25^\circ C$, on a $[H_3O^+] = [HO^-] = \sqrt{K_e} = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ à l'équilibre.

On peut aussi définir une constante d'acidité pour le couple H_3O^+/H_2O de l'eau :



On retiendra les résultats importante suivante pour les deux couples de l'eau :



2-3 L'échelle de pH , mesure de l'acidité et de la basicité

C'est la quantité d'ions H_3O^+ présents dans une solution aqueuse qui définit le caractère acide d'une solution. Plus la concentration en ions H_3O^+ est importante, plus la solution est dite acide. L'échelle pH introduite par la chimiste Danois Søren Peder Lauritz Sørensen en 1909 est une façon commode de quantifié l'acidité d'une solution. On définit le pH par :

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

On a donc $[H_3O^+] = 10^{-pH}$. Plus le pH est petit et plus $[H_3O^+]$ est importante ; le caractère acide de la solution augmente. Inversement, plus le pH est grand et plus $[H_3O^+]$ est faible ; le caractère acide de la solution diminue

Pour de l'eau pure à 25°C , on a $pH = -\log(10^{-7}) = 7,00$. On dira alors que :

$$\begin{array}{l} pH < 7 \Rightarrow \text{la solution est ACIDE} \\ pH = 7 \Rightarrow \text{la solution est NEUTRE} \\ pH > 7 \Rightarrow \text{la solution est BASIQUE} \end{array}$$

Le caractère acide et le caractère basique d'une solution sont opposés. Plus une solution est acide et moins elle est basique et inversement.

De la même façon que l'on a défini l'échelle de pH , on peut définir une échelle de pOH qui mesure la quantité d'ions HO^- en solution par :

$$pOH = -\log[HO^-]$$

Cette échelle est beaucoup moins utilisée que celle du pH . En effet il existe une relation simple entre pH et pOH . A 25°C , on a $K_e = [H_3O^+][HO^-] = 10^{-14}$, si on passe en échelle log, on obtient :

$$pH + pOH = pK_e = 14 \text{ à } 25^\circ\text{C}$$

Si la température est différente de 25°C, on a $pH + pOH = pK_e = \text{constante}$, cette dernière étant fonction de la température.

La relation $K_e = [H_3O^+][HO^-] = 10^{-14}$ nous indique que lorsque $[H_3O^+]$ augmente, le pH diminue alors $[HO^-]$ diminue et pOH augmente (et inversement). On peut résumer de la façon suivante :

$$\begin{array}{l} pH < 7 \Rightarrow [H_3O^+] > [HO^-] \\ pH = 7 \Rightarrow [H_3O^+] = [HO^-] \\ pH > 7 \Rightarrow [H_3O^+] < [HO^-] \end{array}$$

La figure ci-dessous donne le pH de quelques solutions aqueuses.

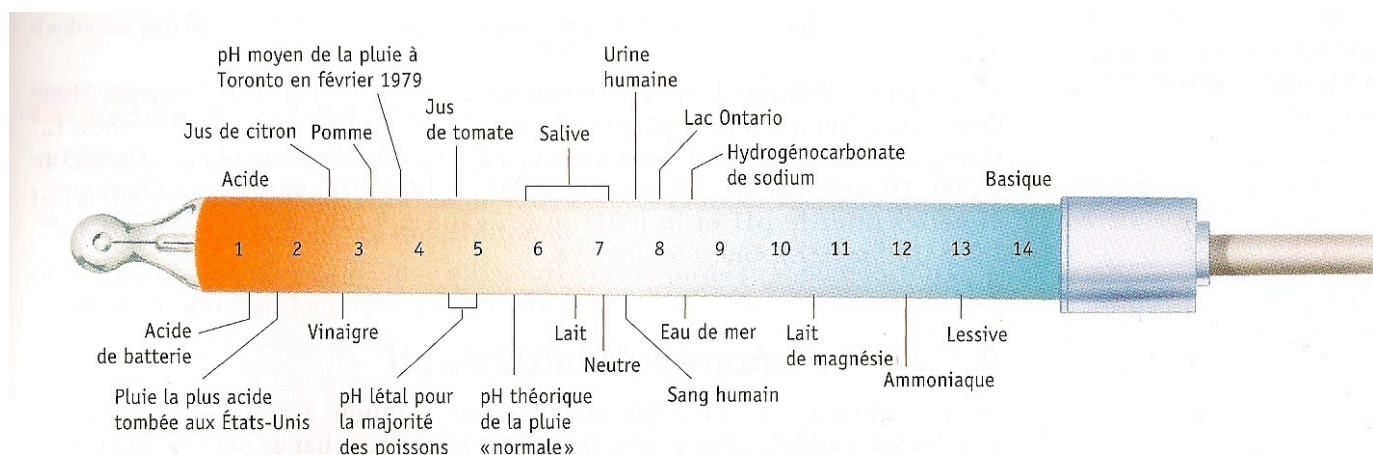


Figure 4.1 Le pH de quelques solutions aqueuses. L'échelle de pH est superposée au dessin d'une électrode de verre utilisée pour mesurer le pH des solutions.

2-4 Force des acides et des bases, classement des couples acide-base

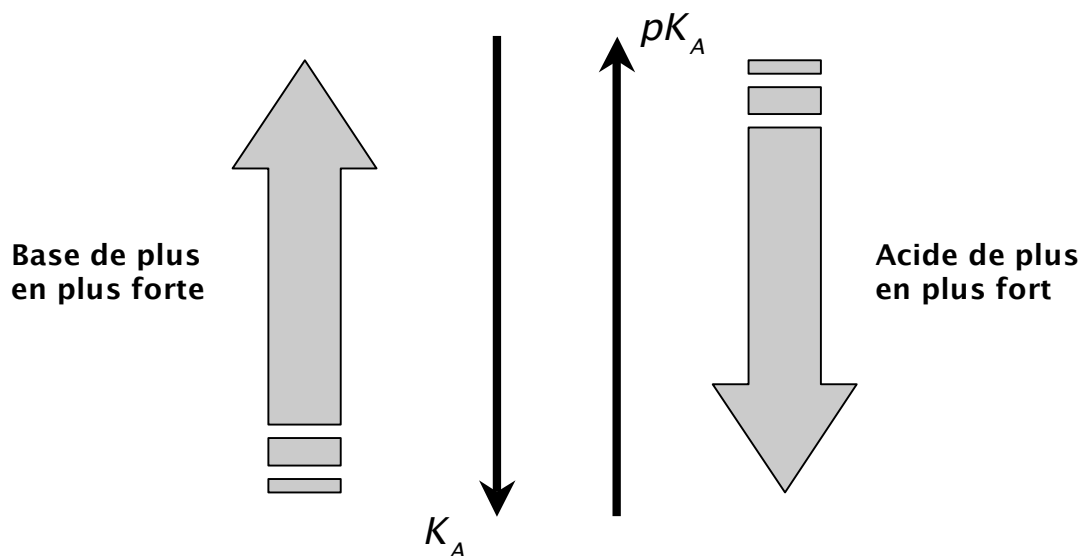
- Un acide sera qualifié de **fort** s'il est capable de céder facilement un proton, l'ionisation sera importante. Ainsi l'équilibre $HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} = A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$ sera fortement déplacé vers la droite. Ainsi plus K_A sera grand, pK_A petit, et plus l'acide sera fort.

Dans le cas contraire, si l'ionisation est faible, c'est-à-dire pK_A grand, l'acide sera qualifié de **faible**. Il est commode de qualifier les acides de forts ou faibles mais il faut savoir que la force d'un acide augmente (ou diminue) de façon continue.

- Une base sera qualifiée de **forte** si elle capte facilement un proton. Ainsi l'équilibre $A^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} = HA_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$ sera fortement déplacé vers la droite. Ainsi plus K_B sera grand, pK_B petit, et plus la base sera forte.

Dans le cas contraire, c'est-à-dire pK_B grand, la base sera qualifiée de **faible**.

Pour un couple acide-base, plus l'acide est fort et plus la base conjuguée est faible et inversement. On peut résumer tout cela sur le schéma ci-dessous.



Dans l'eau le pK_A le plus faible correspond à celui du couple H_3O^+ / H_2O qui vaut zéro. Le pK_A le plus élevé est celui du couple H_2O / HO^- qui vaut 14. Dans l'eau, on a toujours $0 < pK_A < 14$.

		↑ pK_A		
Bases fortes dans l'eau	$C_2H_5O^-$		C_2H_5OH	Acides indifférents dans l'eau
_____	HO^-	14	H_2O	_____
Bases faibles dans l'eau	NH_3	9,2	NH_4^+	Acides faibles dans l'eau
	CH_3COO^-	4,8	CH_3COOH	
_____	H_2O	0	H_3O^+	_____
Bases indifférentes dans l'eau	Cl^-		HCl	Acides forts dans l'eau

Dans l'eau, l'acide fort HCl s'ionise complètement, la réaction $HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Cl^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$ est totale. Sa base conjuguée, Cl^- , est tellement faible que, seule dans l'eau, elle reste indifférente, il n'y a pas de réaction.

L'ion éthanoate $C_2H_5O^-$ est une base très forte ; dans l'eau la réaction $C_2H_5O^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow C_2H_5OH_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$ est totale. Son acide conjugué, l'éthanol C_2H_5OH , est tellement faible qu'il est indifférent dans l'eau, il n'y a pas de réaction.

La connaissance du pK_A d'un couple HA/A^- suffit à connaître celle de son pK_B . En effet, nous avons directement à partir de la définition des constantes d'acidité et de basicité :

$$pK_A + pK_B = pK_e \text{ ou } K_A K_B = K_e$$

III - DIAGRAMME DE PREDOMINANCE

On considère le couple HA/A^- et l'équilibre $HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} = A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$.

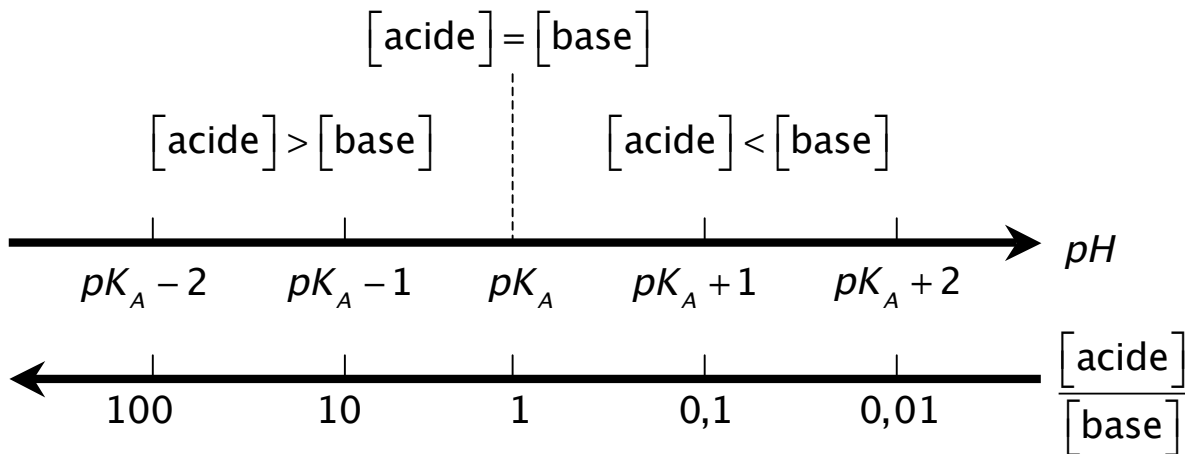
On a $K_A = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = \frac{[base][H_3O^+]}{[acide]}$ soit prenant $-\log$ de chaque côté :

$$pH = pK_A + \log \frac{[base]}{[acide]}$$

Cette relation, connue sous le nom de relation de **Henderson-Hasselbalch** (surtout dans les pays anglo-saxons), va nous permettre de trouver les domaines de prédominance de l'acide et de la base conjuguée en fonction du pH .

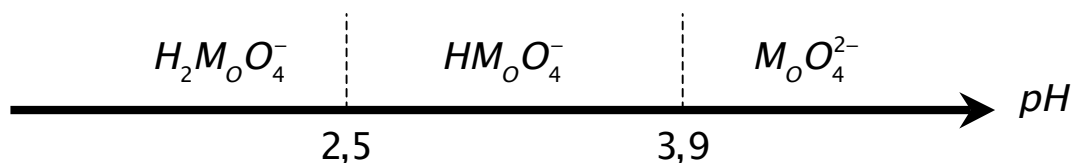
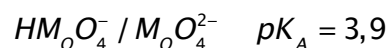
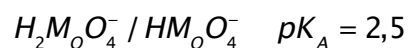
si $pH = pK_A \Rightarrow [acide] = [base]$
 si $pH > pK_A \Rightarrow [acide] < [base]$ la base est prédominante
 si $pH < pK_A \Rightarrow [acide] > [base]$ l'acide est prédominant

On représente ces résultats sur un **diagramme de prédominance**.



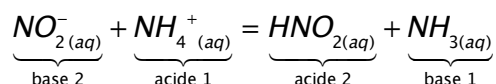
Exemple :

On considère le diacide suivant :



IV - PREVISION DU SENS DES REACTIONS

On mélange une solution d'ammoniac (couple NH_4^+ / NH_3 $pK_{A1} = 9,2$) avec une solution d'acide nitreux (couple HNO_2 / NO_2^- $pK_{A2} = 3,2$). L'acide d'un couple va réagir avec la base de l'autre couple, on peut écrire :

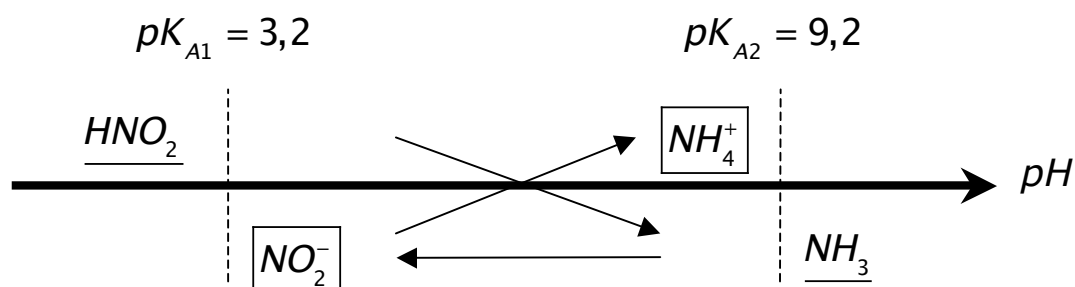


Notre objectif est de déterminer dans quelle direction la réaction va avoir lieu. Pour cela, on écrit la constante d'équilibre de l'équation de réaction ci-dessus :

$$K_A = \frac{[NH_3][HNO_2]}{[NH_4^+][NO_2^-]} = \frac{K_{A1}}{K_{A2}}$$

L'application numérique donne $K_A = 10^{-(9,2-3,2)} = 10^{-6} \ll 1$. La réaction est fortement déplacée vers la gauche, on peut la considérer comme totale dans le sens \leftarrow .

On constate **que l'acide le plus fort**, ici HNO_2 , **réagit avec la base la plus forte**, ici NH_3 . On peut aussi analyser le résultat obtenu en regardant un diagramme de prédominance.



On constate que les espèces qui réagissent entre elles sont celles qui **possèdent un domaine de prédominance disjoint**, c'est-à-dire $\underline{HNO_2}$ et $\underline{NH_3}$, pour former des espèces qui ont **un domaine joint**, c'est-à-dire $\boxed{NO_2^-}$ et $\boxed{NH_4^+}$.

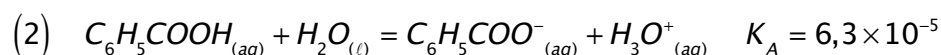
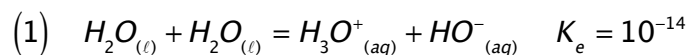
Le résultat obtenu est très général, si on mélange deux espèces qui ont un domaine disjoint, elles vont réagir. Si elles possèdent déjà un domaine joint, rien ne se passe.

V - CALCUL DU pH, ETUDE SUR UN EXEMPLE

Nous allons travailler sur un exemple en suivant une démarche assez générale dans ce genre de problème. Nous cherchons le pH d'une solution aqueuse d'acide benzoïque (C_6H_5COOH) de concentration $0,020 \text{ mol.L}^{-1}$ sachant que $K_A(C_6H_5COOH) = 6,3 \times 10^{-5}$ (on travaille à 25°C).

Étape 1 : Ecrire toutes les réactions acidobasiques qui produisent des ions H_3O^+ (ou HO^-)

Il y a deux réactions possibles à cause de l'autoprotolyse de l'eau qui est toujours présente.



Étape 2 : Identifier la réaction prépondérante

La réaction (2) est beaucoup plus avancée vers la droite que la réaction (1) car $K_A \gg K_e$. On peut donc penser que la réaction (2) va produire beaucoup plus d'ions H_3O^+ que la réaction (1), on va négliger l'autoprotolyse de l'eau. On dit que la réaction (2) est **la réaction prépondérante**.

Quand peut-on négliger l'autoprotolyse de l'eau ?

Si seule cette dernière est présente alors $[H_3O^+] = 10^{-7}$ soit $pH = 7$. Si l'on néglige l'autoprotolyse de l'eau et que l'on trouve à la fin un pH proche de 7, cela signifie que la réaction prépondérante prise en compte produit des ions H_3O^+ (ou HO^-) en même quantité que l'autoprotolyse de l'eau. Cette dernière ne sera donc plus négligeable. On peut se fixer le critère suivant :

Si on trouve au final $pH \leq 6,5$ ou $pH \geq 7,5$, l'hypothèse consistant à négliger l'autoprotolyse de l'eau est valable.

Étape 3 : Etude de la réaction prépondérante : écriture du tableau d'avancement

Concentration (mol.L ⁻¹)	$C_6H_5COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} = C_6H_5COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$			
Initialement	0,020		0	négligeable
Equilibre	0,020 - x		x	x

Étape 4 : Calcul du pH

$$K_A = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]} = \frac{x^2}{0,020 - x} = 6,3 \times 10^{-5}$$

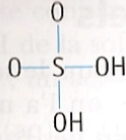
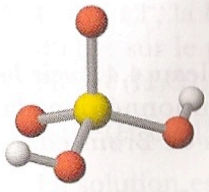
La résolution de cette équation du second degré en $x = [H_3O^+]$ nous donne la valeur du pH. On peut simplifier le calcul en notant que $0,020 - x \approx 0,020$. En effet $K_A \ll 1$, la réaction est peu déplacé vers la droite et $x \ll 1$. Ainsi on a directement $x = \sqrt{0,020 \times 6,3 \times 10^{-5}} = 1,12 \times 10^{-3}$ donc $pH = -\log(1,12 \times 10^{-3}) = 2,95$.

Étape 5 : vérification des hypothèses

- La résolution directe de l'équation du second degré en x donne $x = 1,09 \times 10^{-3}$, l'approximation est correcte et de plus on a bien : $x = 1,12 \times 10^{-3} < 0,02$.
- On trouve $pH = 2,95 < 6,5$, l'autroprotolyse de l'eau est bien négligeable.

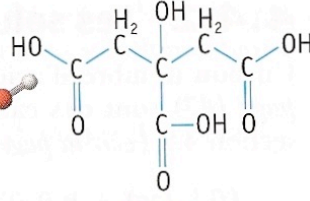
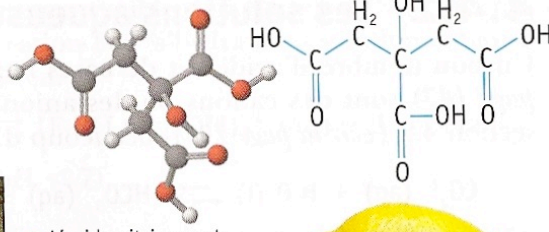
ANNEXE 1

Exemples d'acides et de bases :

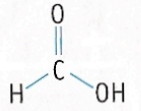
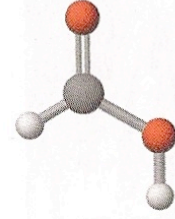


▲ Certaines limaces de mer excrètent de l'acide sulfurique comme moyen d'autodéfense.

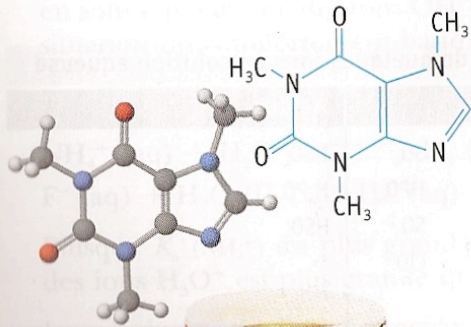
Sharksong/M. Kazmers/
Dembinski Photo Associates



▲ L'acide citrique est responsable de l'acidité des oranges et des citrons. On le retrouve dans de nombreux produits naturels de consommation courante. Charles D. Winters

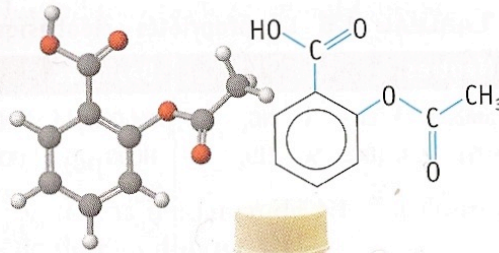


▲ La douleur causée par la piqûre de fourmi est due à l'acide formique. Gallo Images/@ CORBIS



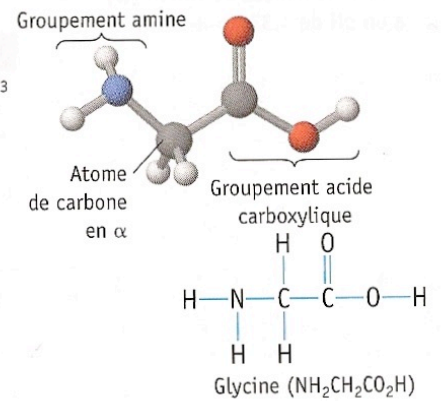
▲ La caféine, un stimulant bien connu, est une base faible.

Charles D. Winters



▲ L'aspirine, un acide faible, est employée comme analgésique depuis plus de 100 ans.

Charles D. Winters



▲ La glycine est un exemple typique des acides aminés, qui sont à la base des protéines. Le groupement —COOH lui confère son caractère acide, tandis que —NH₂ lui procure des propriétés basiques. Charles D. Winters

Figure 4.6 Les acides et les bases. Il existe des centaines d'acides et de bases à l'état naturel. Notre nourriture en contient un très grand nombre. Beaucoup de molécules jouant un rôle important en biochimie possèdent des propriétés acidobasiques.

ANNEXE 2

Quelques constantes d'acidité et de basicité:

TABLEAU 4.4 Les constantes d'acidité (K_a) de quelques acides et de basicité (K_b) de leurs bases conjuguées, à 25 °C

Acides				Bases conjuguées			
Noms	Formules	K_a	pK_a	pK_b	K_b	Formules	Noms
acide perchlorique	HClO ₄	grand			très petit	ClO ₄ ⁻	ion perchlorate
acide sulfurique	H ₂ SO ₄	grand			très petit	HSO ₄ ⁻	ion hydrogènesulfate
acide chlorhydrique	HCl	grand			très petit	Cl ⁻	ion chlorure
acide nitrique	HNO ₃	grand			très petit	NO ₃ ⁻	ion nitrate
ion hydronium	H ₃ O ⁺	1,0			$1,0 \times 10^{-14}$	H ₂ O	eau
acide sulfureux	H ₂ SO ₃	$1,2 \times 10^{-2}$	1,92	12,08	$8,3 \times 10^{-13}$	HSO ₃ ⁻	ion hydrogènesulfite
ion hydrogènesulfate	HSO ₄ ⁻	$1,2 \times 10^{-2}$	1,92	12,08	$8,3 \times 10^{-13}$	SO ₄ ²⁻	ion sulfate
acide phosphorique	H ₃ PO ₄	$7,5 \times 10^{-3}$	2,12	11,88	$1,3 \times 10^{-12}$	H ₂ PO ₄ ⁻	ion dihydrogénophosphate
ion hexaaquafer (III)	Fe(H ₂ O) ₆ ³⁺	$6,3 \times 10^{-3}$	2,20	11,80	$1,6 \times 10^{-12}$	Fe(H ₂ O) ₅ (OH) ²⁺	ion pentaqua-hydroxofer (III)
acide fluorhydrique	HF	$7,2 \times 10^{-4}$	3,14	10,85	$1,4 \times 10^{-11}$	F ⁻	ion fluorure
acide nitreux	HNO ₂	$4,5 \times 10^{-4}$	3,35	10,65	$2,2 \times 10^{-11}$	NO ₂ ⁻	ion nitrite
acide formique	HCOOH	$1,8 \times 10^{-4}$	3,74	10,26	$5,6 \times 10^{-11}$	HCOO ⁻	ion formiate
acide benzoïque	C ₆ H ₅ COOH	$6,3 \times 10^{-5}$	4,20	9,80	$1,6 \times 10^{-10}$	C ₆ H ₅ COO ⁻	ion benzoate
acide acétique	CH ₃ COOH	$1,8 \times 10^{-5}$	4,74	9,26	$5,6 \times 10^{-10}$	CH ₃ COO ⁻	ion acétate
acide propanoïque	CH ₃ CH ₂ COOH	$1,3 \times 10^{-5}$	4,89	9,11	$7,7 \times 10^{-10}$	CH ₃ CH ₂ COO ⁻	ion propanoate
ion hexaaquaaluminium	Al(H ₂ O) ₆ ³⁺	$7,9 \times 10^{-6}$	5,10	8,90	$1,3 \times 10^{-9}$	Al(H ₂ O) ₅ (OH) ²⁺	ion pentaqua-hydroxoaluminium
acide carbonique	H ₂ CO ₃	$4,2 \times 10^{-7}$	6,38	7,62	$2,4 \times 10^{-8}$	HCO ₃ ⁻	ion hydrogénocarbonate
ion hexaaquacuvre (II)	Cu(H ₂ O) ₆ ²⁺	$1,6 \times 10^{-7}$	6,80	7,20	$6,25 \times 10^{-8}$	Cu(H ₂ O) ₅ (OH) ⁺	ion pentaqua-hydroxocuvre (II)
acide sulfhydrique	H ₂ S	1×10^{-7}	7,0	7,0	1×10^{-7}	HS ⁻	ion hydrogènesulfure
ion dihydrogénophosphate	H ₂ PO ₄ ⁻	$6,2 \times 10^{-8}$	7,21	6,79	$1,6 \times 10^{-7}$	HPO ₄ ²⁻	ion hydrogénophosphate
ion hydrogènesulfite	HSO ₃ ⁻	$6,2 \times 10^{-8}$	7,21	6,79	$1,6 \times 10^{-7}$	SO ₃ ²⁻	ion sulfite
acide hypochloreux	HClO	$3,5 \times 10^{-8}$	7,46	6,54	$2,9 \times 10^{-7}$	ClO ⁻	ion hypochlorite
ion hexaaquaplomb (II)	Pb(H ₂ O) ₆ ²⁺	$1,5 \times 10^{-8}$	7,82	6,18	$6,7 \times 10^{-7}$	Pb(H ₂ O) ₅ (OH) ⁺	ion pentaqua-hydroxoplomb (II)
ion hexaaquacobalt (II)	Co(H ₂ O) ₆ ²⁺	$1,3 \times 10^{-9}$	8,89	5,11	$7,7 \times 10^{-6}$	Co(H ₂ O) ₅ (OH) ⁺	ion pentaqua-hydroxocobalt (II)
acide borique	B(OH) ₃ (H ₂ O)	$7,3 \times 10^{-10}$	9,14	4,86	$1,4 \times 10^{-5}$	B(OH) ₄ ⁻	ion tétrahydroxoborate
ion ammonium	NH ₄ ⁺	$5,6 \times 10^{-10}$	9,26	4,74	$1,8 \times 10^{-5}$	NH ₃	ammoniaque
acide cyanhydrique	HCN	$4,0 \times 10^{-10}$	9,40	4,60	$2,5 \times 10^{-5}$	CN ⁻	ion cyanure
ion hexaaquafer (II)	Fe(H ₂ O) ₆ ²⁺	$3,2 \times 10^{-10}$	9,49	4,51	$3,1 \times 10^{-5}$	Fe(H ₂ O) ₅ (OH) ⁺	ion pentaqua-hydroxofer (II)
ion hydrogénocarbonate	HCO ₃ ⁻	$4,8 \times 10^{-11}$	10,32	3,68	$2,1 \times 10^{-4}$	CO ₃ ²⁻	ion carbonate
ion hexaaquanickel (II)	Ni(H ₂ O) ₆ ²⁺	$2,5 \times 10^{-11}$	10,60	3,40	$4,0 \times 10^{-4}$	Ni(H ₂ O) ₅ (OH) ⁺	ion pentaqua-hydroxonickel (II)
ion hydrogénophosphate	HPO ₄ ²⁻	$3,6 \times 10^{-13}$	12,44	1,56	$2,8 \times 10^{-2}$	PO ₄ ³⁻	ion phosphate
eau	H ₂ O	$1,0 \times 10^{-14}$			1,0	OH ⁻	ion hydroxyde
ion hydrogènesulfure	HS ⁻	$1,0 \times 10^{-19*}$			$1 \times 10^{5*}$	S ²⁻	ion sulfure
éthanol	C ₂ H ₅ OH	très petit			grand	C ₂ H ₅ O ⁻	ion éthanoate
ammoniaque	NH ₃	très petit			grand	NH ₂ ⁻	ion amidure
hydrogène	H ₂	très petit			grand	H ⁻	ion hydrure

* Valeurs estimées.