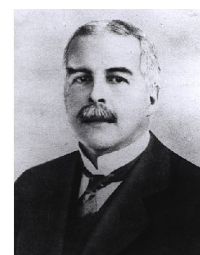
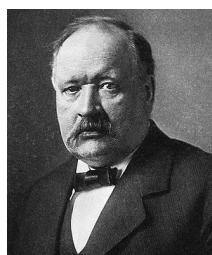


# SA1 : Réactions acido-basiques en solution aqueuse

Dans ce chapitre, nous allons 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...).

Le mot « acide » a d'abord fait référence à une saveur avant d'entrer dans le langage de la chimie. À la fin du XIX<sup>e</sup> siècle, suite à ses travaux sur la différentiation électrolytique, Arrhenius énonce qu'un acide est une substance qui, lorsqu'elle est mise en solution aqueuse, libère des ions hydrogène  $H^+$ , et une base une substance qui libère des ions hydroxyde  $HO^-$ . En 1923, Brønsted et Lowry proposent indépendamment des définitions plus précises basées sur les transferts de protons. La même année, Lewis donne ses définitions, encore plus générales, liées à la structure électronique.



Svante Arrhenius - Johannes Brønsted - Thomas Lowry - Gilbert Lewis

## Plan du cours

### I Théorie des acides et des bases

I.1 Définitions . . . . .	2
I.2 Réaction acide-base . . . . .	3
I.3 Couples acide-base de l'eau . . . . .	4
I.4 pH d'une solution . . . . .	4

### II Force des acides et des bases

II.1 Réactions totales avec l'eau . . . . .	5
II.2 Équilibres avec l'eau . . . . .	6
II.3 Classement des acides et des bases . . . . .	7
II.4 Diagramme de prédominance . . . . .	8

### III Prévision des réactions acido-basiques

III.1 Constante d'équilibre d'une réaction acide-base	9
III.2 Notion de réaction prépondérante . . . . .	12

## À savoir par ♥

- ✓ Définitions : acide, base.
- ✓ Expression de la constante d'acidité d'un couple ( $K_A$ ).
- ✓ Définition du pH d'une solution.
- ✓ Formule reliant le pH et le  $pK_A$  d'un couple acide-base.

## À savoir faire 📝

- ✓ Identifier le caractère acido-basique d'une réaction.
- ✓ Écrire l'équation d'une réaction acide-base.
- ✓ Relier la constante d'une réaction acide-base et les  $pK_A$  des couples mis en jeu.
- ✓ Associer le caractère fort d'un acide (ou d'une base) au caractère quasi-total de sa réaction avec l'eau.
- ✓ Construire un diagramme de prédominance.
- ✓ Utiliser un diagramme de prédominance pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires.
- ✓ Retrouver les valeurs des constantes d'équilibre par lecture de courbes de distribution et de diagramme de prédominance (et inversement).

# I Théorie des acides et des bases

## I.1 Définitions

### ♥ Définition

**Acide** : c'est une espèce chimique capable de **céder** un ion hydrogène  $H^+$  (= proton).

Exemple : L'ion ammonium  $NH_4^+$  peut libérer un ion  $H^+$  pour former l'ammoniac  $NH_3$ , ce qui s'écrit  $NH_4^+(aq) = NH_3(aq) + H^+(aq)$ .

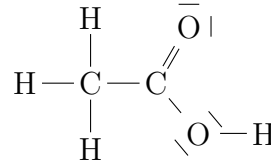
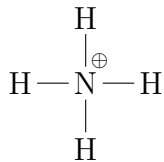
### 💡 Remarques

- Cette libération d'un ion  $H^+$  est possible lorsque l'atome H est lié à un atome plus électronégatif que lui (atome O ou N par ex) qui attire à lui le doublet liant.
- Plusieurs théories existent pour les concepts d'acide et de base : Arrhenius (comportement en solution aqueuse), Brønsted (acide = espèce donneuse de protons, base : espèce acceptrice de protons), Lewis (acide de Lewis = espèce possédant une lacune électronique, susceptible d'accepter un doublet d'électrons provenant d'un doublet non liant d'une espèce appelée base de Lewis). Ces définitions ne sont pas nécessairement équivalentes, mais on retiendra que les acides ont en commun d'acidifier les solutions.

### 📌 Application directe

Faire apparaître les liaisons polarisées faisant intervenir un atome H de l'ion ammonium et de l'acide éthanoïque en faisant une flèche sur la liaison, qui pointe vers l'atome attracteur d'électrons, et en déduire le(s) atome(s) H susceptibles d'être libéré(s).

$\chi(H) = 2,2$ ;  $\chi(C) = 2,55$ ;  $\chi(N) = 3,04$ ;  $\chi(O) = 3,44$



### ♥ Définition

**Base** : c'est une espèce chimique capable de **capturer** un ion hydrogène  $H^+$  (= proton).

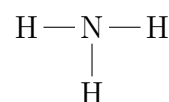
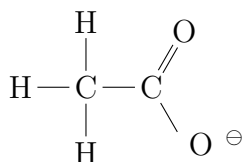
Exemple : L'ion éthanoate  $CH_3COO^-$  peut capter un ion  $H^+$  pour former l'acide éthanoïque  $CH_3COOH$ , ce qui s'écrit :  $CH_3COO^-(aq) + H^+(aq) = CH_3COOH(aq)$ .

### 💡 Remarque

Pour capter un ion  $H^+$ , la molécule doit posséder un atome portant un doublet non liant qu'il « déploie » pour se lier à un ion  $H^+$ .

### 📌 Application directe

Représenter les doublets non liants sur les formules de Lewis de l'ion éthanoate et de l'ammoniac et entourer l'atome qui est susceptible de se lier à un ion  $H^+$ .



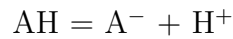
## ♥ Définition

**Couple acide-base :** Un acide et une base pouvant se transformer l'un en l'autre par l'échange d'un ion hydrogène  $H^+$  forment un **couple acide-base**, on dit qu'ils sont « conjugués ».

Par convention, un couple acide-base s'écrit toujours avec la forme acide à gauche et la forme basique à droite :



Pour tous les couples acide-base, on peut écrire une demi-équation acide-base, de la forme :



### 💡 Remarques

- Une base B capte un proton  $H^+$  pour donner son acide conjugué  $BH^+$  :  $B + H^+ = BH^+$   
Cette écriture est équivalente à celle donnée dans la définition, cela dépend seulement de l'espèce de départ (selon que c'est plutôt un acide AH ou plutôt une base B).
- Toutes les molécules ayant un H au bout ne sont pas forcément acides : il faut pour cela que le H soit facile à arracher (c'est le cas, notamment, dans le groupement acide carboxylique : COOH).

## ♥ Définition

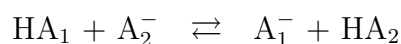
**Espèce amphotère :** C'est une espèce chimique qui est à la fois l'acide d'un couple et la base d'un autre couple.

Exemples : l'eau  $H_2O$ , l'ion hydrogénocarbonate  $HCO_3^-$ , l'ion hydrogènesulfate  $HSO_4^-$ , l'ion hydrogénophosphate  $HPO_4^{2-}$  (couples donnés plus loin).

## 1.2 Réaction acide-base

### ♥ Définition

**Réaction acide-base :** C'est une transformation chimique au cours de laquelle un ion  $H^+$  est transféré de l'acide d'un couple (noté 1) vers la base d'un autre couple (noté 2) :



### 💡 Remarque

Si la réaction est totale on utilise une flèche simple  $\rightarrow$ , si la réaction n'est pas totale, on utilise un signe = ou une double flèche  $\rightleftharpoons$ .

## 📌 Application directe

Écrire l'équation de chacun des deux couples ci-dessous, et en déduire l'équation qui peut se produire si on met en présence de l'acide nitrique et de l'ammoniac :

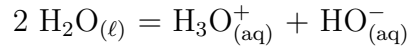
acide nitrique ( $HNO_3$ ) / ion nitrate ( $NO_3^-$ )    et    ion ammonium ( $NH_4^+$ ) / ammoniac ( $NH_3$ )

### I.3 Couples acide-base de l'eau

L'eau  $\text{H}_2\text{O}$  est une espèce amphotère : c'est à la fois la base du couple  $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$  et l'acide du couple  $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$ . Elle peut donc réagir avec une base en jouant le rôle d'acide, ou avec un acide en jouant le rôle de base.

#### ♥ Définitions

**Autoprotolyse de l'eau :** Deux molécules d'eau peuvent réagir ensemble (une jouant le rôle de base, l'autre le rôle d'acide), cette transformation conduit à un équilibre chimique appelé autoprotolyse de l'eau, modélisé par l'équation :



**Produit ionique de l'eau :** on le note  $K_e$ , c'est la constante d'équilibre associée à l'autoprotolyse de l'eau :

$$K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}_{(\text{aq})}^+]_{\text{éq}}}{c^\circ} \times \frac{[\text{HO}_{(\text{aq})}^-]_{\text{éq}}}{c^\circ} \quad (\text{à } 25^\circ\text{C} \quad K_e = 10^{-14})$$

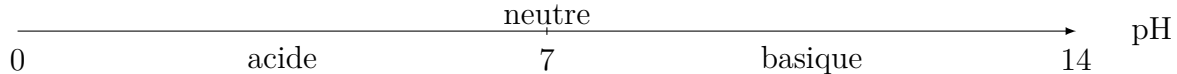


#### Remarque

On définit aussi  $\text{p}K_e = -\log K_e$  (qui vaut 14 à  $25^\circ\text{C}$ ).

### I.4 pH d'une solution

Le caractère acide ou basique d'une solution se détermine par la mesure de son pH (avec un papier pH ou un pHmètre), qui est un nombre compris entre 0 et 14 pour les solutions aqueuses :



#### ♥ Formule

Le pH d'une solution est lié à la concentration d'ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans la solution :

$$\text{pH} = -\log \left( \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ} \right)$$

avec :  $[\text{H}_3\text{O}^+] =$  concentration en ions oxonium exprimée en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$   
 $c^\circ =$  concentration standard valant exactement  $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Réciproquement on a :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$



Ces relations sont valables pour  $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  ou  $[\text{HO}^-] < 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$



#### Remarque

Par analogie, on définit aussi  $\text{pOH} = -\log \left( \frac{[\text{HO}^-]}{c^\circ} \right)$ .

#### 🔗 Application directe

Établir la relation entre pH et pOH.

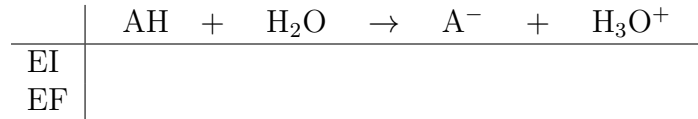
## II Force des acides et des bases

### II.1 Réactions totales avec l'eau (acides forts et bases fortes)

#### ♥ Propriété

Un **acide** est qualifié de **fort** dans l'eau si sa réaction avec l'eau (= dissociation) est totale.

La réaction  $AH + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$  n'est pas un équilibre chimique. AH est totalement détruit : il n'en reste plus à l'état final :



#### Remarques

- La base conjuguée  $A^-$  est dite indifférente : elle ne captera **jamais** un proton dans l'eau.
- Une solution d'acide fort contient des ions oxonium  $H_3O^+$  à la concentration  $c$  en acide apporté :  $[H_3O^+]_{\text{éq}} = c$ .
- $H_3O^+$  est l'acide le plus fort pouvant exister dans l'eau (si un acide plus fort est mis en présence de  $H_2O$  alors il se dissocie en  $H_3O^+$ ).

#### ♥ Exemples à connaître

**Acides forts (et bases indifférentes associées) :**

- Acide chlorhydrique \_\_\_\_\_ (base associée : ion chlorure  $Cl^-$ )  
Très grosse utilisation industrielle : décapage et détartrage des métaux, fabrication de polymères (PVC, polyuréthanes, etc.)
- Acide sulfurique (1<sup>re</sup> acidité) : \_\_\_\_\_ (base associée : ion hydrogénosulfate  $HSO_4^-$ )  
Énorme production car énorme utilisation industrielle : préparation d'autres acides, fabrication d'engrais, raffinage du pétrole, bains d'électrolyse (dépôts métalliques), etc.
- Acide nitrique \_\_\_\_\_ (base associée : ion nitrate  $NO_3^-$ )  
Très grosse utilisation industrielle : engrais azotés, TNT, métallurgie, microélectronique, etc.



#### Remarques

L'acide sulfurique est un diacide (= il est capable de libérer 2 protons  $H^+$ ) : sa 1<sup>re</sup> acidité est forte, mais sa 2<sup>e</sup> acidité ion hydrogénosulfate ( $HSO_4^-$ ) / ion sulfate ( $SO_4^{2-}$ ) est faible.

#### Application directe

Nommer les acides forts suivants, et écrire l'équation de leur réaction avec l'eau.

HCl (acide \_\_\_\_\_) :

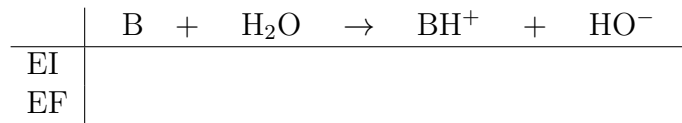
$H_2SO_4$  (acide \_\_\_\_\_) :

$HNO_3$  (acide \_\_\_\_\_) :

## ♥ Propriété

Une **base** est qualifiée de **forte** dans l'eau si sa dissociation dans l'eau est totale.

La réaction  $B + H_2O \rightarrow BH^+ + HO^-$  n'est pas un équilibre chimique. B est totalement détruit : il n'en reste plus à l'état final :



### Remarques

- L'acide conjugué  $BH^+$  est dit indifférent : il ne libèrera **jamais** un proton dans l'eau.
- Une solution de base forte contient des ions hydroxyde  $HO^-$  à la concentration  $c$  en acide apporté :  $[HO^-]_{\text{éq}} = c$ .
- $OH^-$  est la base la plus forte pouvant exister dans l'eau (si une base plus forte est mise en présence de  $H_2O$ , alors elle se dissocie en  $HO^-$ ).

## ♥ Exemples à connaître

**Exemples de base forte :**

— Soude \_\_\_\_\_

— Potasse \_\_\_\_\_

Par dissolution dans l'eau, on obtient les ions  $Na^+$  et  $OH^-$  pour la soude et  $K^+$  et  $OH^-$  pour la potasse, le couple acide/base impliqué dans les deux cas est  $H_2O/HO^-$ .

### Application directe

Écrire l'équation de la réaction des bases fortes ci-dessous avec l'eau.

NaOH (soude) :

$NH_2^-$  (ion amidure) :

## II.2 Équilibres avec l'eau (acides faibles et bases faibles)

### ♥ Propriété et définition

Un acide est qualifié de **faible** dans l'eau si sa dissociation dans l'eau est partielle.

La réaction  $AH + H_2O = A^- + H_3O^+$  est un équilibre chimique.

La constante d'équilibre de cette réaction est appelée constante acidité  $K_A$  du couple  $AH/A^-$ .

À l'équilibre, on a donc :  $K_A = Q_{r,\text{éq}} = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]c^0}$

On définit le  $pK_A$  de ce couple :  $pK_A = -\log K_A$ .

## ♥ Propriété et définition

Une base est qualifiée de **faible** dans l'eau si sa dissociation dans l'eau est partielle.

La réaction  $B + H_2O = BH^+ + HO^-$  est un équilibre chimique.

La constante d'équilibre de cette réaction est appelée constante basicité  $K_B$  du couple  $BH^+/B$ .

À l'équilibre, on a donc :  $K_B = Q_{r,eq} = \frac{[BH^+][HO^-]}{[B]c^\circ}$

On définit le  $pK_B$  de ce couple :  $pK_B = -\log K_B$ .

## ♥ Exemples à connaître

### Exemples de couples acide faible/base faible :

- Acide éthanoïque \_\_\_\_\_ / ion éthanoate \_\_\_\_\_  
Aussi appelé acide acétique, l'acide éthanoïque est le principal composant du vinaigre
  
- Acide phosphorique (triacide = capable de libérer 3 protons  $H^+$ ) :  
1<sup>re</sup> acidité \_\_\_\_\_ / ion dihydrogénophosphate \_\_\_\_\_  
2<sup>e</sup> acidité : ion dihydrogénophosphate \_\_\_\_\_ / ion hydrogénophosphate \_\_\_\_\_  
3<sup>e</sup> acidité : ion hydrogénophosphate \_\_\_\_\_ / ion phosphate \_\_\_\_\_  
L'acide phosphorique est fondamental en biochimie (intervient dans le transport d'énergie aux cellules sous forme d'ADP/ATP) et utilisé comme acidifiant dans les sodas au cola (E338).
  
- Ion ammonium \_\_\_\_\_ / ammoniac \_\_\_\_\_  
L'ammoniac est un des produits chimiques les plus fabriqués, essentiellement utilisé pour la synthèse d'engrais azotés. Le groupement  $-NH_3^+$  au sein d'une chaîne carbonée est caractéristique des protéines (groupement amine).
  
- Acide carbonique (diacide) :  
1<sup>re</sup> acidité : \_\_\_\_\_ / ion hydrogencarbonate \_\_\_\_\_  
2<sup>e</sup> acidité : ion hydrogencarbonate \_\_\_\_\_ / ion carbonate \_\_\_\_\_  
L'acide carbonique a une importance fondamentale pour le vivant : rôle de tampon pour maintenir le pH du sang ; équilibre fondamental également pour les écosystèmes océaniques (organismes calcaires notamment).

## 🔪 Application directe

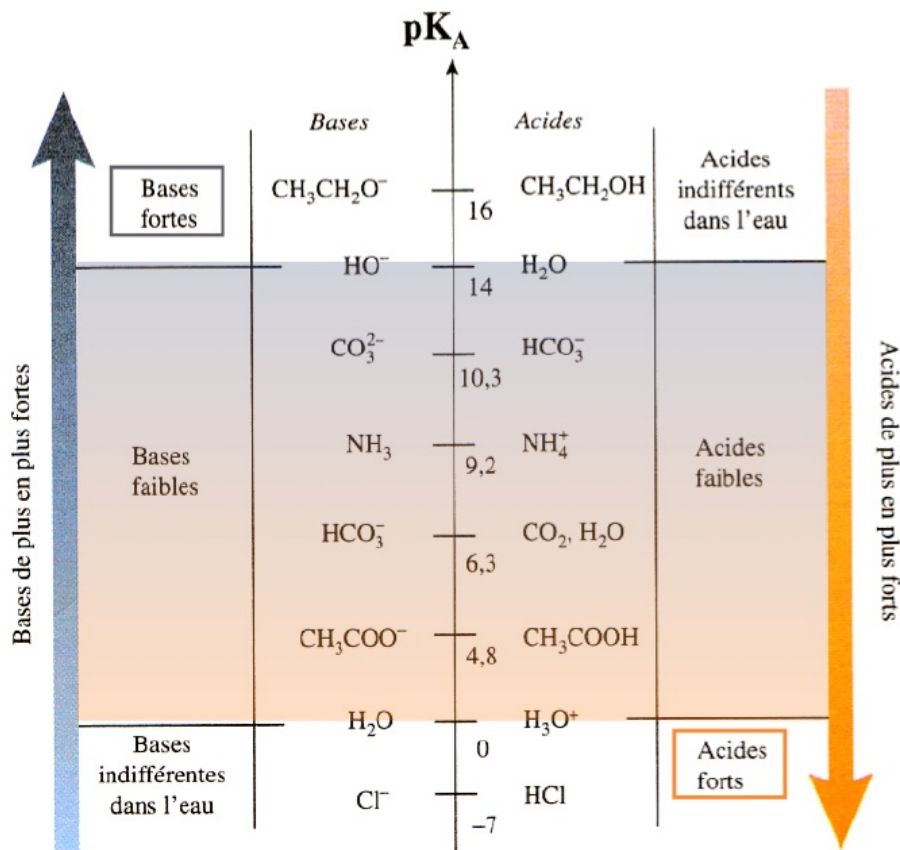
Déterminer la relation entre  $K_A$  et  $K_B$ .

## II.3 Classement des acides et des bases

- Un acide faible HA est d'autant plus fort qu'il cède facilement un proton, c'est à dire que la réaction  $AH + H_2O \xrightleftharpoons[②]{①} A^- + H_3O^+$  est déplacée dans le sens direct (①).  
 $\Rightarrow K_a$  est plus élevé et  $pK_A$  plus faible

- Une base faible  $A^-$  est d'autant plus forte qu'elle capte facilement un proton, c'est à dire que la réaction  $AH + H_2O \xrightleftharpoons[②]{①} A^- + H_3O^+$  est déplacée dans le sens indirect (②).  
 $\Rightarrow K_a$  est plus faible et  $pK_A$  plus élevé
- Pour le couple  $H_3O^+ / H_2O$ , on a l'équilibre  $H_3O^+ + H_2O \rightleftharpoons H_2O + H_3O^+$  donc  $K_A = 1$  et  $pK_A = 0$ .
- Pour le couple  $H_2O / HO^-$ , on a l'équilibre  $H_2O + H_2O \rightleftharpoons HO^- + H_3O^+$  donc  $K_A = K_e = 10^{-14}$ , donc  $pK_A = 14$ .
- $H_3O^+$  est l'acide faible le plus fort pouvant exister dans l'eau : si on met un acide plus fort que  $H_3O^+$ , on ne le « voit pas » (on ne voit que des  $H_3O^+$ )  $\Rightarrow$  Les acides forts ont des  $pK_a$  négatifs.
- $HO^-$  est la base faible la plus forte pouvant exister dans l'eau : si on met une base plus forte que  $HO^-$ , on ne la « voit pas » (on ne voit que des  $HO^-$ )  $\Rightarrow$  Les bases fortes ont des  $pK_a$  supérieurs à 14.

Les couples acide/base sont classés sur une échelle des  $pK_A$  :



## II.4 Diagramme de prédominance



### Formule

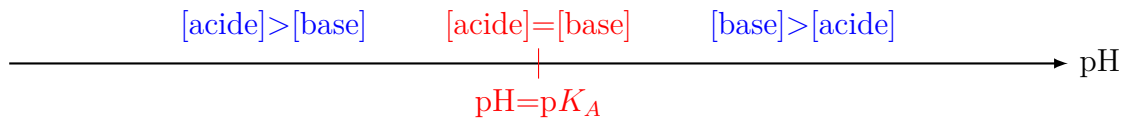
À partir de l'expression du  $K_A$ , on obtient l'expression :  $pH = pK_a + \log \left( \frac{[A^-]}{[AH]} \right)$

En utilisant les propriétés du log, on a :

- pour  $pH = pK_a$  :  $[A^-] = [AH]$
- pour  $pH > pK_a$  :  $[A^-] > [AH]$   $\Leftrightarrow$  c'est la forme basique qui prédomine
- pour  $pH < pK_a$  :  $[AH] > [A^-]$   $\Leftrightarrow$  c'est la forme acide qui prédomine

## ♥ Définition

**Diagramme de prédominance d'un couple acide/base :** c'est un axe sur lequel est indiquée l'espèce du couple qui prédomine (soit l'acide AH soit la base A<sup>-</sup>) en fonction du pH.



## 💡 Remarques

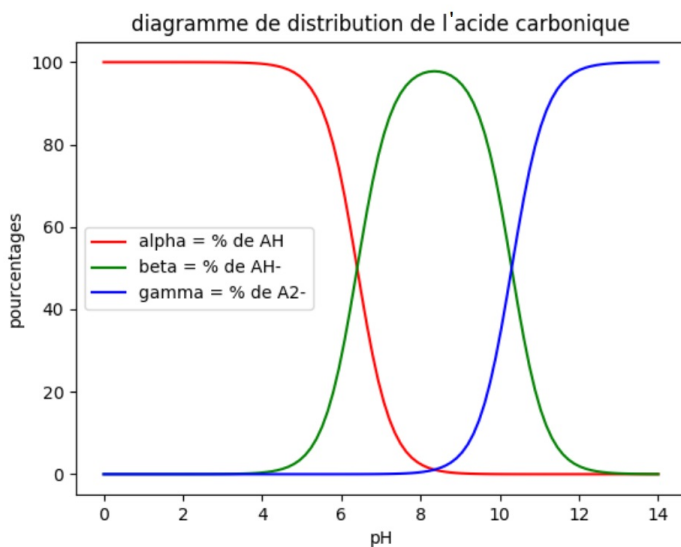
- AH est prédominant (et A<sup>-</sup> négligeable) dès que :  $[AH] \gg 10 [A^-] \Leftrightarrow \frac{[A^-]}{[AH]} \ll \frac{1}{10}$ , soit pour  $\text{pH} < \text{p}K_a - 1$
- A<sup>-</sup> est prédominante (et AH négligeable) dès que :  $[A^-] \gg 10 [AH] \Leftrightarrow \frac{[A^-]}{[AH]} \gg 10$ , soit pour  $\text{pH} > \text{p}K_a + 1$

## ♥ Définition

**Courbes de distribution d'un couple acide/base :** Elles donnent le pourcentage des différentes formes des espèces acido-basiques en fonction du pH.

## 📎 Application directe

Déterminer graphiquement les deux pK<sub>A</sub> de l'acide carbonique H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (diacide).

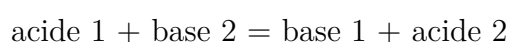


## III Prévision des réactions acido-basiques en solution aqueuse

### III.1 Constante d'équilibre d'une réaction acide-base

## ♥ Formule

La réaction entre l'acide d'un couple acide/base (noté 1) et la base d'un autre couple (noté 2) :



admet pour constante d'équilibre :  $K^\circ = 10^{\text{p}K_{A2} - \text{p}K_{A1}}$

## 🔪 Démonstration

On considère 2 couples acide/base en solution aqueuse :

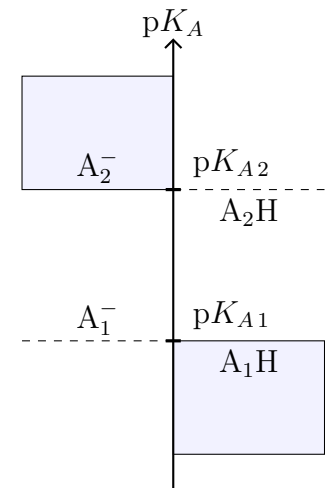
- $A_1H / A_1^-$  de constante d'acidité  $K_{A1}$  (associée à (1) :  $A_1H + H_2O \rightleftharpoons A_1^- + H_3O^+$ )
- $A_2H / A_2^-$  de constante d'acidité  $K_{A2}$  (associée à (2) :  $A_2H + H_2O \rightleftharpoons A_2^- + H_3O^+$ )

Déterminer la constante d'équilibre de la réaction d'équation (0) entre  $A_1H$  et  $A_2^-$ . L'exprimer en fonction de  $pK_{a1}$  et  $pK_{a2}$ .

- Si  $K^\circ > 10^3$  (c-à-d  $pK_{A2} > pK_{A1} + 3$ ) : la réaction est **quantitative** = quasi-totale.

On remarque sur le diagramme de prédominance que les domaines de prédominance de  $A_1H$  et  $A_2^-$  sont disjoints, ils ne peuvent pas coexister dans les mêmes conditions de pH.

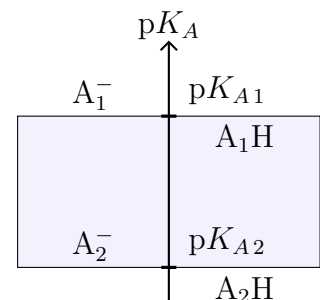
Ils réagissent donc de façon totale pour donner leurs espèces conjuguées, qui, elles, peuvent exister au même pH.



- Si  $K^\circ < 10^{-3}$  (c-à-d  $pK_{A2} < pK_{A1} - 3$ ) : la réaction est **très limitée** = quasi-nulle.

On remarque sur le diagramme de prédominance que les domaines de prédominance de  $A_1H$  et  $A_2^-$  ont une partie commune,  $A_1H$  et  $A_2^-$  peuvent donc coexister dans les mêmes conditions de pH.

Ils n'ont donc pas de raison de réagir.



- Si  $10^{-4} < K^\circ < 10^3$  ( $pK_{a1} - 3 < pK_{a2} < pK_{a1} + 3$ ) : la réaction est équilibrée

## ★ Méthode

**Règle du Gamma :** La réaction entre un acide  $A_1H$  et une base  $A_2^-$  est quantitative si :

- sur l'échelle des  $pK_A$  un gamma **direct** (= ) peut relier les réactifs et les produits.
- **et** la différence des  $pK_A$  des deux couples est supérieure à 3 (on a alors  $K^\circ > 1000$ ) .



les bases doivent être placées à **gauche** sur l'échelle des  $pK_A$ .

 **Exercice de cours (A)**

On mélange 10,0 mL d'une solution d'acide nitreux  $\text{HNO}_2$  à  $0,020 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  de solution d'ammoniac  $\text{NH}_3$  à  $0,040 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

Données :  $\text{p}K_A (\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$  et  $\text{p}K_A (\text{HNO}_2/\text{NO}_2^-) = 3,2$

- Q1. Placer les couples sur une échelle des  $\text{p}K_A$  et en déduire le caractère total ou non de la réaction entre les deux espèces chimiques introduites.
- Q2. Déterminer la valeur de la constante d'équilibre associée à la réaction entre l'acide nitreux et l'ammoniac.
- Q3. En déduire la valeur de l'avancement à l'équilibre  $\xi_f$ , et vérifier la cohérence avec le résultat de la Q1.

 **Exercice de cours (B)**

On mélange 10,0 mL d'une solution d'éthanoate de sodium à  $0,020 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  de solution de chlorure d'ammonium à  $0,020 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

Données :  $\text{p}K_A (\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,7$  et  $\text{p}K_A (\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$

- Q1. Placer les couples sur une échelle des  $\text{p}K_A$  et en déduire le caractère total ou non de la réaction entre les deux espèces chimiques introduites qui possèdent des propriétés acidobasiques.
- Q2. Déterminer la valeur de la constante d'équilibre associée à la réaction entre l'ion éthanoate et l'ion ammonium.
- Q3. En déduire la valeur de l'avancement à l'équilibre  $\xi_f$ , et vérifier la cohérence avec le résultat de la Q1.

## III.2 Notion de réaction prépondérante

Quand plusieurs réactions sont possibles, la réaction prépondérante est celle qui fixe les concentrations des espèces majoritaires. Une réaction acide-base est prépondérante si :

- elle fait intervenir des espèces présentes à l'état initial (en négligeant l'autoprotolyse de l'eau)
- **et** sa constante d'équilibre est au moins  $10^3$  fois supérieures à celles des autres réactions possibles.

### ★ Méthode

**Méthode pour déterminer l'état final quand plusieurs couples sont présents :**

- ① Représenter sur une échelle des  $pK_A$  les couples acide-base mis en jeu et entourer les espèces initialement introduites.
- ② Tracer un gamma entre la base la plus forte et l'acide le plus fort, elle donne la réaction prépondérante.
- ③ Déterminer sa constante d'équilibre  $K^\circ$  grâce à la différence des  $pK_A$  des couples intervenant dans la réaction :
  - si cette réaction est totale, cela donne lieu à un nouvel état initial : on regarde à nouveau quels sont l'acide et la base les plus forts.
  - si cette réaction est limitée, on écrit le quotient à l'équilibre, et on détermine l'ensemble des concentrations à l'équilibre.