

# C1 : Acides & bases

## Sommaire

### Généralités

Qu'est-ce qu'un acide, qu'est-ce qu'une base ?  
Réaction acide-base

### Réactions totale et limitée

Définition  
État d'équilibre  
Déplacement d'équilibre

### Autoprotolyse de l'eau

Réaction d'autoprotolyse de l'eau  
Produit ionique de l'eau

### Le pH

### Acides et bases forts

Définitions  
pH d'un acide fort et d'une base forte  
Réaction entre acide fort et base forte

### Acides et bases faibles

Définitions  
Constante d'acidité  $K_a$   
Diagramme de prédominance  
Exemples d'acides et de bases faibles

### pH et milieux biologiques

Solution tampon  
Milieu biologique

## Généralités

### Qu'est-ce qu'un acide, qu'est-ce qu'une base ?

Reconnaître un acide, une base selon la théorie de Brønsted  
Trouver la formule de la base conjuguée d'un acide donné et inversement

### Définition d'un acide et d'une base selon Brønsted

Le chimiste danois Joannes Brønsted propose, en 1923, une définition des acides et des bases.

• **Acide** : entité (ion ou molécule) pouvant céder un ion  $H^+$

• **Base** : entité (ion ou molécule) pouvant accepter un ion  $H^+$



Joannes Brønsted

### Couple acide/base

Un couple acide/base est l'association de deux espèces **conjuguées** : on peut passer de l'une à l'autre par simple échange d'un ion  $H^+$ . Lorsqu'un acide cède un ion  $H^+$ , il se transforme en sa base conjuguée. Lorsqu'une base accepte un ion  $H^+$ , elle se transforme en son acide conjugué.

Les couples sont toujours notés dans l'ordre acide / base.

### Exemples de couples acide/base

$NH_4^+$  est l'acide conjugué de  $NH_3$ .  $NH_3$  est la base conjuguée de  $NH_4^+$ . Ces deux entités forment le couple  $NH_4^+/NH_3$ .

L'eau participe à deux couples acide/base :  $H_3O^+/H_2O$  et  $H_2O/HO^-$ .

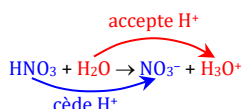
### Exercice 1 Couples acide-base

### Réaction acide-base

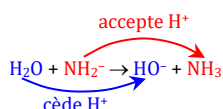
Reconnaître une réaction acide-base

Une réaction acide-base est un **échange d'un ion  $H^+$**  entre un acide (qui donne) et une base (qui reçoit).

### Réaction de l'acide nitrique $HNO_3$ avec l'eau



### Réaction de l'ion amidure $NH_2^-$ avec l'eau



Remarque n°1 : Une réaction acide-base implique toujours deux couples acide/base différents.

Remarque n°2 : On appelle **ampholyte** une entité pouvant se comporter soit comme un acide, soit comme une base, selon les situations. L'eau est un exemple d'ampholyte.

### Identifier un acide et une base

Repérer, dans l'équation-bilan de la réaction acide-base, qui a cédé un ion  $H^+$  (acide) et qui l'a reçu (base).

### Exercice 2 Identifier un acide et une base

### Exercice 3 Réaction acido-basique

## Réactions totale et limitée

### Définition

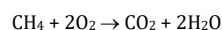
Utiliser les symbolismes  $\rightarrow$  et  $\rightleftharpoons$  dans l'écriture des réactions chimiques

Jusqu'à présent, au cours de votre scolarité, vous n'avez vu que des exemples de réactions **totales**.

### Réaction totale

Une réaction totale se fait jusqu'à épuisement du réactif limitant.

### Combustion du méthane :



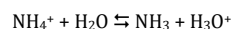
Lorsqu'une réaction est totale, cela est indiqué par dans l'équation bilan par une simple flèche ( $\rightarrow$ ).

### Réaction limitée

Une réaction est dite limitée si, en fin de réaction, aucun réactif n'a complètement réagi. Dans l'équation-bilan, on utilise alors les doubles flèches ( $\rightleftharpoons$ ). À ne pas confondre avec le signe = d'une demi-réaction rédox.

Remarque : lorsqu'on ne sait pas si la réaction est totale ou limitée, on met toujours une double flèche  $\rightleftharpoons$ .

### Réaction de l'ion ammonium sur l'eau :



En fin de réaction, il y a toujours des ions  $NH_4^+$  qui n'ont pas réagi avec l'eau restante.

### Transformations totale et limitée

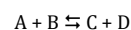
### État d'équilibre

Lors d'une réaction limitée, l'**état d'équilibre** est atteint lorsque les concentrations des espèces (réactifs et produits) n'évoluent plus. Les 2 réactions inverses s'y produisent simultanément à la même vitesse.

### Déplacement d'équilibre

Prévoir dans quel sens est modifié un équilibre lorsqu'on modifie la quantité de matière d'un ou de plusieurs réactifs ou produits.

Si l'on modifie la concentration en une ou plusieurs des espèces, l'équilibre est déplacé.



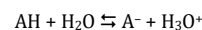
Si l'on ajoute les espèces C et/ou D au milieu réactionnel, l'équilibre est déplacé dans le sens de la production des espèces A et B, et inversement.

Si l'on retire les espèces C et/ou D au milieu réactionnel, l'équilibre est déplacé dans le sens de la production des espèces C et D, et inversement

En d'autres termes, lorsque l'on perturbe un équilibre chimique en modifiant la quantité de matière d'une espèce qui y participe, l'équilibre est déplacé dans le sens qui va tendre à compenser (partiellement) la modification apportée.

### Équilibre acido-basique

Certains acides ne réagissent pas totalement avec l'eau. L'équation de la réaction s'écrit alors avec une double flèche.



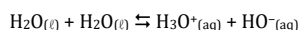
Si on ajoute de l'eau ou AH à une solution d'acide faible, on déplace l'équilibre dans le sens de la production de  $A^-$  et de  $H_3O^+$ .

### Exercice 4 Équilibre chimique

## Autoprotolyse de l'eau

### Réaction d'autoprotolyse de l'eau

2 molécules d'eau peuvent, parfois, réagir entre elles :



Cette réaction s'appelle l'**autoprotolyse** de l'eau. C'est une réaction (très) limitée : dans de l'eau pure, à 25°C, la concentration en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{HO}^-$  résultants de cette réaction est de  $10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

Les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  s'appellent **ions oxonium**.  
Les ions  $\text{HO}^-$  s'appellent **ions hydroxyde**.

### Produit ionique de l'eau

Trouver  $[\text{HO}^-]$  connaissant  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  et inversement.

Remarque : lorsque l'on note entre crochet la formule d'une espèce chimique, on parle de sa **concentration**. La notation  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  signifie « concentration de l'ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  ».

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

Le produit ionique de l'eau, noté  $K_e$ , a une valeur identique dans toutes les solutions aqueuses, quel que soit leur pH. Il ne dépend que de la **température** de la solution ( $K_e = 10^{-14}$  à 25°C).  $K_e$  n'a pas d'unité.

#### Autoprotolyse de l'eau

#### Que faire avec le produit ionique de l'eau ?

Le produit ionique de l'eau ( $K_e$ ) sert à calculer la concentration  $[\text{HO}^-]$  si l'on connaît la concentration  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  d'une solution aqueuse et réciproquement. Il est donc très utile pour toute la suite du chapitre.

#### Exercice 5 Produit ionique de l'eau

## Le pH

Calculer  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  connaissant le pH d'une solution et inversement.

Le pH dépend uniquement de la concentration en ion **oxonium**  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Il est défini par :  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

Donc,  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Le pH se mesure avec un pH-mètre (ou du papier pH).

Plus le pH est bas, plus la solution est acide. Plus le pH est élevé, plus la solution est basique. Une solution neutre (dans le sens acido-basique) a un pH de 7 à 25°C.

Un pH bas ou élevé est dangereux pour les yeux et les muqueuses. Un pH très bas (<2) ou très élevé (>10) est également dangereux pour la peau. Il convient donc de se protéger (lunettes, toujours, et gants, si nécessaire).

#### Calculer un pH à partir de $[\text{HO}^-]$

Pour calculer un pH à partir de la concentration en ions **hydroxyde**  $\text{HO}^-$ , il faut d'abord déduire  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  grâce au  $K_e$ .

#### Exercice 6 pH, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{HO}^-]$

## Acides et bases forts

### TP C1.1 : Réaction du chlorure d'hydrogène avec l'eau

Utiliser un pH-mètre

Utiliser un tableau d'avancement

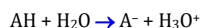
Évaluer l'incertitude de répétabilité à l'aide d'une formule d'évaluation fournie.

Réaliser une dilution

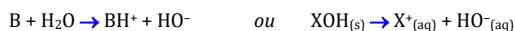
**Problématique** : La réaction du chlorure d'hydrogène HCl avec l'eau est-elle totale ?

#### Définitions

Un acide est dit « fort » s'il réagit totalement avec l'eau :



Même définition pour une base forte :



Autrement dit, une quantité  $n$  de base forte introduite dans une solution fait apparaître une quantité  $n$  d'ions  $\text{HO}^-$ .

La simple flèche  $\rightarrow$  indique que **la réaction est totale**.

## pH d'un acide fort et d'une base forte

Calculer le pH d'une solution d'acide fort ou de base forte.

### Acide fort

Un acide fort réagit de manière totale avec l'eau, donc la concentration initiale en acide  $c$  est égale à la concentration finale en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Ceci implique la relation suivante :

$$\text{pH} = -\log c$$

### Base forte

Une base forte réagit de manière totale avec l'eau, donc la concentration initiale en base  $c$  est égale à la concentration finale en ions  $\text{HO}^-$ .

#### Exemples de bases fortes courantes

- la soude (ou hydroxyde de sodium)  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HO}^-$
- la potasse (ou hydroxyde de potassium)  $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{HO}^-$

De plus, comme  $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]\cdot[\text{HO}^-] = 10^{-14}$  à 25°C, on obtient la relation suivante :

$$\text{pH} = -\log (K_e / c)$$

Remarque n°1 : ces deux formules sont valables pour des concentrations dites « usuelles » ou pour des solutions dites « diluées » :  $10^{-6} \leq c \leq 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

Remarque n°2 : Ces formules ne sont pas « fondamentales » car elles découlent de la définition même du pH et d'un acide ou d'une base forte.

#### Exercice 7 pH d'une solution de soude

#### Exercice 8 pH d'un acide fort et d'une base forte

## Réaction entre acide fort et base forte

Prévoir l'état final d'un mélange d'acide fort et de base forte en utilisant un tableau d'avancement

### Caractère total de la réaction acide fort - base forte

Un acide fort dans l'eau n'existe que sous la forme :  $\text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$  ( $\text{A}^-$  est un anion quelconque).

Une base forte dans l'eau n'existe que sous la forme :  $\text{X}^+ + \text{HO}^-$  ( $\text{X}^+$  est un cation quelconque).

La réaction entre une base forte et un acide fort se résume donc toujours à :



C'est une réaction totale.

### Le tableau d'avancement

Le tableau d'avancement a été étudié en 1<sup>ère</sup> S. Les deux liens ci-dessous constituent des rappels

#### Simulation de l'avancement d'une réaction

#### Tableau d'avancement

### Réaction exothermique

### TP C1.2 : Aspect thermique de la réaction acide-base

Mettre en évidence l'influence des quantités de matières mises en jeu sur l'élévation de température observée

**Objectif** : Montrer que l'énergie dégagée par une réaction acide-base est proportionnelle à l'avancement de réaction.

La réaction entre un acide fort et l'eau, ou une base forte et l'eau, est exothermique. Un mélange trop rapide peut conduire à une ébullition locale et donc à des projections.

**Règle de sécurité** : Ne jamais verser d'eau dans l'acide concentré.

#### Dilution d'acide sulfurique très concentré

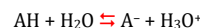
#### Exercice 9 Réaction entre acide fort et base forte

## Acides et bases faibles

### Définitions

#### Acide faible

Un acide est dit « faible » s'il réagit seulement partiellement avec l'eau :



#### Base faible

Même définition pour une base faible :



**Savoir si un acide est fort ou faible**

À partir du pH, on calcule  $[H_3O^+]$ . Si  $[H_3O^+] = c$ , concentration  $c$  de l'acide, alors l'acide est fort. Si  $[H_3O^+] < c$ , alors l'acide est faible.

**Savoir si une base est forte ou faible**

À partir du pH et de  $K_e$ , on calcule  $[HO^-]$ . Si  $[HO^-] = c$ , concentration  $c$  de la base, alors la base est forte. Si  $[HO^-] < c$ , alors la base est faible.

**Exercice 10 Force d'un acide****Constante d'acidité  $K_a$** 

Pour un couple AH/A<sup>-</sup>, la **constante d'acidité**  $K_a$  est définie par :

$$K_a = \frac{[H_3O^+]_f \cdot [A^-]_f}{[AH]_f}$$

La valeur de  $K_a$  ne dépend que du **couple AH/A<sup>-</sup>** considéré et de la **température**. Pas d'unité (comme  $K_e$ ). L'indice « f » après les concentrations signifie qu'il s'agit des concentrations à la fin de la réaction, c'est-à-dire une fois l'équilibre atteint.

**Le  $pK_a$** 

Le  $pK_a$  est plus utilisé que le  $K_a$  :  $pK_a = -\log K_a$ .

Et donc  $K_a = 10^{-pK_a}$

Plus un couple AH/A<sup>-</sup> a un  $pK_a$  grand, plus l'acide AH est faible.

**Exercice 11 pH et  $pK_a$** **TP C1.3 : Étude d'un acide faible**

Mettre en œuvre un démarche expérimentale pour déterminer une constante d'acidité.

**Objectif :** Montrer que le coefficient de dissociation d'un acide faible dépend de sa concentration, à l'inverse de son  $pK_a$ .

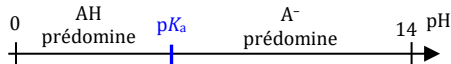
**Diagramme de prédominance**

Identifier l'espèce prédominante d'un couple acide-base connaissant le pH du milieu et le  $pK_a$  du couple.

On dit qu'une espèce est **prédominante** sur une autre quand sa concentration est supérieure à l'autre.

D'après la définition du  $K_a$ , **AH prédomine si  $pH < pK_a$**  et inversement.

Un diagramme de prédominance est un axe de pH où figure le  $pK_a$  du couple acide/base considéré. On y indique quelle forme prédomine à quel pH.



Lorsque  $pH = pK_a$  les deux formes du couple acide/base, AH et A<sup>-</sup>, sont en quantité égale.

**Exercice 12 Diagramme de prédominance****Exemples d'acides et de bases faibles****Acides carboxyliques**

Formule générale :

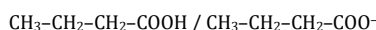


R représente un groupe alkyl, c'est-à-dire un morceau de molécule ne comportant que des carbone et des hydrogène.

Ce sont des acides faibles.

Ils possèdent tous un **groupe carboxyle** : -COOH

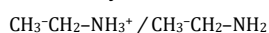
Leur base conjuguée est l'**ion carboxylate** R-COO<sup>-</sup>

**L'acide butanoïque / ion butanoate****Amines**

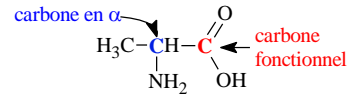
Elles possèdent tout le **groupe amino** : -NH<sub>2</sub>

Ce sont des bases faibles.

Leur acide conjugué est l'**ion alkylammonium** R-NH<sub>3</sub><sup>+</sup>

**L'ion éthylammonium et l'éthylamine****Acides  $\alpha$ -aminés**

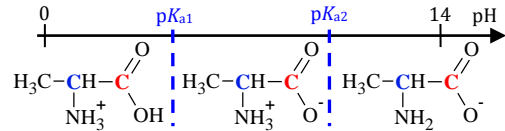
Ce sont des acides carboxyliques avec groupe amino sur le **C adjacent** (= en  $\alpha$ ) au **carbone fonctionnel**

**L'alanine :**

Ce sont les constituants élémentaires des protéines.

**Diagramme de prédominance d'un acide aminé**

Un acide aminé possède deux groupes d'atomes susceptibles de céder ou de recevoir un ion H<sup>+</sup>. Il appartient donc à deux couples acides/base : -CO<sub>2</sub>H/-CO<sub>2</sub><sup>-</sup> et -NH<sub>3</sub><sup>+</sup>/NH<sub>2</sub>, et a donc 2  $pK_a$ .

**Exercice 13 Diagramme de prédominance d'un acide  $\alpha$ -aminé****pH et milieux biologiques**

Extraire et exploiter des informations pour montrer l'importance du contrôle du pH dans un milieu biologique.

**Solution tampon**

Une solution est appelée « solution tampon » si son pH varie peu par ajout modéré d'acide, de base ou par dilution.

**Milieu biologique**

Extrêmement sensible aux variations de pH, il est régulé par des solutions tampons.

La conformation des protéines dépend beaucoup du pH. Et de cette conformation dépendent toutes les réactions biochimiques. La moindre variation de pH dans un organisme peut donc avoir des effets léthaux.

**Exercices de fin de chapitre**

**Exercice 14** Diagramme de prédominance et déplacement d'équilibre chimique

**Exercice 15** Équilibres acido-basiques en milieu biologique

**Exercice 16** Acidification des océans

**Exercice 17** Un catalyseur enzymatique : l'uréase

**Exercice 18** Les fourmis détiennent-elles la clé du carburant du futur ?

**Exercice 19** Aspirine et prévention cardiovasculaire