Ch.13 REACTION CHIMIQUE PAR ECHANGE DE PROTON

Notions et contenus	Compétences exigibles
Le pH : définition, mesure.	*Mesurer le pH d'une solution aqueuse.*
Théorie de Brönsted : acides faibles, bases faibles ; notion d'équilibre ; couple acide-base ; constante d'acidité Ka. Échelle des pK_A dans l'eau, produit ionique de l'eau ; domaines de prédominance (cas des acides carboxyliques, des amines, des acides a-aminés).	**Reconnaître un acide, une base dans la théorie de Brönsted.** Utiliser les symbolismes →, ← et dans l'écriture des réactions chimiques pour rendre compte des situations observées. Identifier l'espèce prédominante d'un couple acide-base connaissant le pH du milieu et le pK_A du couple. *Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour déterminer une constante d'acidité.*
Réactions quasi-totales en faveur des produits : - acide fort, base forte dans l'eau ; - mélange d'un acide fort et d'une base forte dans l'eau.	Calculer le pH d'une solution aqueuse d'acide fort ou de base forte de concentration usuelle.
Réaction entre un acide fort et une base forte : aspect thermique de la réaction. Sécurité.	*Mettre en évidence l'influence des quantités de matière mises en jeu sur l'élévation de température observée.*
Contrôle du pH : solution tampon ; rôle en milieu biologique.	Extraire et exploiter des informations pour montrer l'importance du contrôle du pH dans un milieu biologique.

I. COMMENT DEFINIR ET MESURER LE PH D'UNE SOLUTION AQUEUSE ?

1) Définition du pH :

Le pH (potentiel hydrogène) indique la nature **acide, neutre** ou **basique** d'une solution.

Le pH d'une solution aqueuse est une grandeur sans unité, donnée par la relation pH = - log [H_3O^+], où [H_3O^+] **désigne la concentration en ions oxonium H_3O^+** en mol.L^{-1}**.** « log » désigne le logarithme décimal.

À 25 °C, le pH d'une solution aqueuse est compris entre 0 et 14**.** Plus une solution contient d'ions H_3O^+, plus son pH est faible et plus elle est acide.

Exemple : Une solution S a une concentration en ions oxonium H_3O^+ [H_3O^+] = 5,9 x 10^{-3} mol.L^{-1}. Quel est son pH ?

Son pH vaut pH = - log [H_3O^+] = - log (5,9 x 10^{-3}) = 2,2.

Cette solution est donc acide (à 25 °C) car son pH est inférieur à 7.

La concentration [H_3O^+], (en mol.L^{-1}**) est liée au pH par la relation** [H_3O^+] **= 10^{-pH}**

2) Mesure du pH

Le pH d'une solution aqueuse homogène peut être déterminé approximativement en utilisant du **papier pH**, ou de manière plus précise avec **un pH-mètre étalonné** avec des solutions tampon de pH connu.

La précision de la mesure du pH dépend de nombreux facteur : fraicheur des solutions étalons, température, état de la sonde de pH et qualité de l'étalonnage. L'incertitude sur la mesure du pH est de l'ordre de 0,005 unité. Une telle incertitude sur la mesure du pH correspond à une incertitude relative importante (de l'ordre de 10 % sur la valeur de [H_3O^+]. Ainsi :

Toute concentration [H_3O^+] déduite de la valeur du pH doit être exprimée avec au plus, 2 chiffres significatifs.

Exercices p : 340 n°8 et 9.

II. ÉQUILIBRE ACIDO-BASIQUE

1) Acides et bases : définitions

- **Une espèce acide selon Brönsted est une espèce chimique capable de céder un proton H^+. Une solution aqueuse de cette espèce a un pH acide.**
- **Une espèce basique selon Brönsted est une espèce chimique capable de capter un proton H^+. Une solution aqueuse de cette espèce a un pH basique.**

2) Couples acide-base – Qu'est-ce qu'une espèce amphotère ?

Deux espèces AH et A^- qui, au cours d'une réaction chimique, se transforment l'une en l'autre par gain ou perte d'un proton sont dites conjuguées et forment un couple acide-base AH / A^-. La demi-équation reliant l'acide et la base est une demi-équation acido-basique : AH ⇌ A^- + H^+. (Il y a bien échange de proton H^+ entre les espèces AH et A^-).

Les demi-équations acido-basiques obéissent aux lois de conservation des éléments chimiques et de la charge électrique.
La double flèche ⇌ indique que la réaction peut aller dans les deux sens.
Remarque : Dans l'écriture d'un couple acide-base l'acide est toujours écrit en premier

- Exemple : L'ion méthanoate $HCOO^-$ est la base conjuguée de l'acide méthanoïque HCOOH, comme le montre la demi-équation : $HCOOH_{(aq)} \rightleftharpoons HCOO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$. Le couple formé est HCOOH / $HCOO^-$.

- **Les couples de l'eau :**

L'eau appartient à 2 couples acide-base : $H_3O^+_{(aq)}$ / $H_2O_{(l)}$ et $H_2O_{(l)}$ / $HO^-_{(aq)}$

$H_3O^+_{(aq)} \rightleftharpoons H_2O + H^+$ $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HO^-_{(aq)} + H^+$

L'eau est la base conjuguée du couple H_3O^+ / H_2O et l'acide du couple H_2O / HO^-.
L'eau est à la fois acide et base : c'est un ampholyte (ou l'eau est une espèce amphotère).

3) Réaction acido-basique. Transfert de proton.

Une réaction acido-basique est une réaction au cours de laquelle il y a transfert de proton(s) entre l'acide d'un couple acide-base et la base d'un autre couple acide-base, pour former les espèces conjuguées.

acide 1 + base 2 $\rightleftharpoons$ Base 1 + acide 2. Les couples sont : acide 1 / base 1 et acide 2 / base 2.

L'équation associée à une réaction acido-basique ne fait pas apparaître de protons : elle s'écrit en combinant les deux demi-équations acido-basiques correspondant aux deux couples acide-base présents, de manière à égaliser le nombre de protons cédés et captés.

Ex : Soit la réaction entre l'acide méthanoïque HCOOH et l'eau : L'acide du couple HCOOH /$HCOO^-$ (soit HCOOH) cède un proton H^+ à la base du couple H_3O^+ / H_2O (soit H_2O : base qui capte un proton H^+). On écrit les demi-équations acido-basiques pour chaque espèce : l'équation finale est la somme des demi-équations après simplification.

$$HCOOH_{(aq)} \rightleftharpoons HCOO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$$
$$H_2O_{(l)} + H^+_{(aq)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)}$$
$$\mathbf{HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCOO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}}$$

La double flèche $\rightleftharpoons$ signifie que la réaction peut se faire dans les 2 sens. Un transfert de proton a lieu entre les 2 couples acide / base.

4) Notion d'équilibre chimique

Dans certaines réactions chimiques, le réactif limitant ne disparaît pas totalement à l'état final : la transformation chimique atteint un **équilibre.**

Un système chimique est à l'équilibre chimique quand les concentrations des réactifs et des produits n'évoluent plus.

L'équation de la transformation comporte alors une double flèche pour **montrer** qu'elle peut évoluer dans les deux sens. Dans ce cas, l'avancement final x_f est nécessairement inférieur à l'avancement maximal x_{max}.

5) Acides faibles et bases faibles

- **Un acide faible AH (respectivement une base faible A^-) ne réagit pas totalement avec l'eau : la réaction conduit à un équilibre.**

Acide faible dans l'eau : $AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$
Base faible dans l'eau : $A^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons AH_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$

Couple du type AH / A^-

- **Les acides carboxyliques RCOOH sont des acides faibles dans l'eau ; les ions carboxylate $RCOO^-$ sont des bases faibles dans l'eau.**
- **Les amines (comme RNH_2) sont des bases faibles dans l'eau :** $B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons BH^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$

Les ions alkylammonium (comme RNH_3^+) sont des acides faibles : $BH^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons B_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

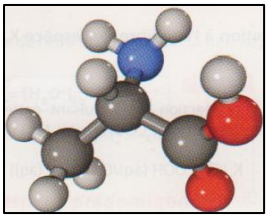
Couple du type BH^+ / B

- Les **acides α-aminés** (possédant un C fonctionnel avec un groupe –COOH et un groupe $–NH_2$) sont à la fois des acides faibles et des bases faibles dans l'eau.

Exemples :

- L'acide éthanoïque (acide acétique) est un acide faible. Sa réaction sur l'eau est modélisée par l'équation :
  $CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$
- L'ion éthanoate (ion acétate) $CH_3COO^-_{(aq)}$ est une base faible : $CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOH_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$
- La méthylamine est une base faible. Sa réaction sur l'eau est modélisée par l'équation : $CH_3NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3NH_3^+{}_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$.

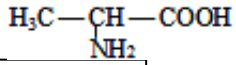
Remarque : Cas du couple **$CO_{2(aq)}$, $H_2O_{(aq)}$ / $HCO_3^-{}_{(aq)}$:** CO_2 a des propriétés acides, il fait partie du couple $CO_{2(aq)}$, $H_2O_{(aq)}$ / $HCO_3^-{}_{(aq)}$.
On note $CO_{2(aq)}$, $H_2O_{(aq)}$ de préférence à $H_2CO_{3(aq)}$ car $H_2CO_{3(aq)}$ n'est pas stable en solution.



► Cas des acides α-aminés

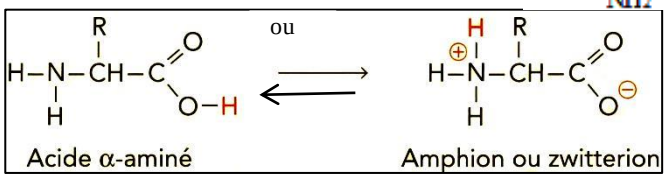
- Les **acides α-aminés** sont des molécules organiques comportant, sur un même atome de carbone, un groupe carboxyle $–CO_2H$, responsable de leur nature acide, et un groupe amine $–NH_2$, responsable de leur nature basique. Ce sont les briques élémentaires constituant les protéines, qui en contiennent des centaines. Il existe plus de 500 acides α-aminés différents, mais une vingtaine d'entre eux constituent les protéines de tous les êtres vivants.

L'alanine (ci-contre) est l'un des acides α-aminés les plus simples. Sa formule chimique est



- En solution aqueuse, un acide α-aminé existe essentiellement sous forme d'ions dipolaires appels **amphions ou zwittérions.**

Un amphion résulte du transfert interne d'un proton H^+ du groupe carboxyle vers le groupe amine d'un acide α-aminé.
Ce transfert est une réaction acido-basique intramoléculaire.



- **L'amphion est un ampholyte**, comme l'eau : en solution aqueuse, l'amphion peut être considéré comme :

- **l'acide du couple amphion/anion**, capable de céder un proton H^+ :

$$\underset{\text{Amphion}}{H_3N^+-CHR-CO_2^-(aq)} \rightleftharpoons \underset{\text{Anion}}{H_2N-CHR-CO_2^-(aq)} + H^+$$

- et **la base du couple cation /amphion**, capable de capter un proton H^+ :

$$\underset{\text{Amphion}}{H_3N^+-CHR-CO_2^-(aq)} + H^+ \rightleftharpoons \underset{\text{Cation}}{H_3N^+-CHR-CO_2H(aq)}$$

Exercices p : 337 n°3 et p : 340-341 n°12-13-14

6) Produit ionique de l'eau :

L'eau est à la fois un acide et une base faibles : la réaction entre deux molécules d'eau, appelée réaction **d'autoprotolyse de l'eau,** conduit à un équilibre chimique modélisé par l'équation $H_2O_{(1)} + H_2O_{(1)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$ soit $\boxed{2\,H_2O_{(1)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}}$

L'eau pure à 25°C a pour pH = 7. Par conséquent : $[H_3O^+]_{éq} = [HO^-]_{éq} = 10^{-7}$ mol.L^{-1} : c'est une valeur très faible donc : la réaction d'autoprotolyse de l'eau est très limitée dans le sens direct.

On appelle produit ionique de l'eau, noté K_e, la grandeur sans dimension donnée par la relation $Ke = [H_3O^+]_{éq}.\,[HO^-]_{éq}$, où $[X]_{éq}$ désigne la concentration à l'équilibre de l'espèce X, en mol L^{-1}. On lui associe la grandeur pKe donnée par la relation pKe = - log Ke.

À 25 °C, $K_e = 1{,}0 \times 10^{-14}$ et pKe = - log 10^{-14} = 14, quelle que soit l'espèce chimique dissoute dans l'eau et quelle que soit la concentration des ions oxonium. L'expression du produit ionique de l'eau est généralement utilisée pour calculer la concentration en ions HO^-.

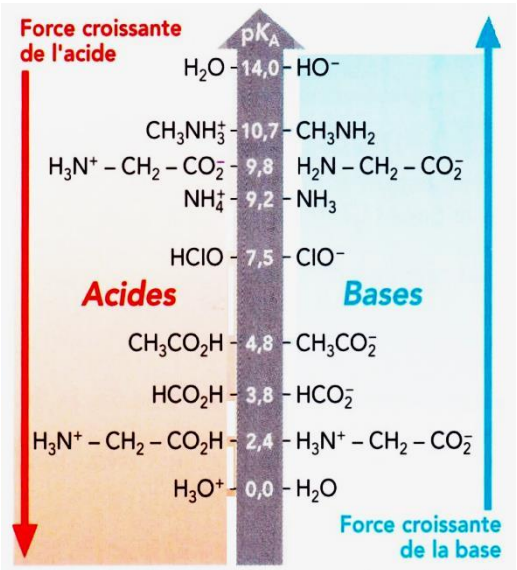
A 25°C : Pour une solution neutre, pH = 7, on a : $[H_3O^+]_{éq} = [HO^-]_{éq} = 10^{-7}$ mol.L^{-1}.
Pour une solution acide, pH < 7, on a : $[H_3O^+]_{éq} > [HO^-]_{éq}$
Pour une solution basique, pH >7, on a : $[H_3O^+]_{éq} < [HO^-]_{éq}$.

III. DOMAINES DE PREDOMINANCE

1) Constante d'acidité K_a d'un couple acide-base et pK_a

Quelques couples acide-base importants et les valeurs de leurs pKa et Ka à 25 °C.

Couples acide-base	pKa	Ka
H_3O^+ / H_2O	0	
$H_3C—CH(NH_3^+)—COOH / H_3C-CH(NH_3^+)COO^-$	2,3	$5,0 \times 10^{-3}$
$H_3C-COOH / H_3C-COO^-$	4,8	$1,6 \times 10^{-5}$
NH_4^+ / NH_3	9,2	$6,3 \times 10^{-10}$
$H_3C—CH(NH_3^+)—COO^- / H_3C—CH(NH_2)—COO^-$	9,9	$1,3 \times 10^{-10}$
$H_3C—NH_3^+ / H_3C—NH_2$	10,7	$2,0 \times 10^{-11}$
H_2O/HO^-	14	$1,0 \times 10^{-14}$



Valeurs de pK_A à 25 °C pour quelques couples acide/base dans l'eau.

Pour un couple du type AH/A⁻, la constante d'équilibre est appelée constante d'acidité, est est notée K_a. C'est une grandeur sans dimension :

$$K_a = \frac{[A^-]_{éq} \cdot [H_3O^+]_{éq}}{[AH]_{éq}} = \frac{[\text{base du couple}]_{éq} \cdot [H_3O^+]_{éq}}{[\text{acide du couple}]_{éq}}$$

où $[X]_{éq}$ désigne les concentrations à l'équilibre en mol.L^{-1}.
Par définition le pKa du couple acide / base AH / A⁻ est :
$pKa = -\log Ka \Leftrightarrow Ka = 10^{-pKa}$

Le pK_a d'un couple acide faible-base faible est compris entre 0 et 14.
Le pKa est une grandeur caractéristique de chaque couple acide-base et ne dépend que de la température du milieu.

Ex : La réaction se produisant entre l'acide éthanoïque CH_3COOH et l'eau a pour équation $CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$
donc : pour le couple ($CH_3COOH_{(aq)} / CH_3COO^-_{(aq)}$) : $K_a = \frac{[CH_3COO^-]_{éq} \cdot [H_3O^+]_{éq}}{[CH_3COOH]_{eq}}$

Comparaison de la force des acides et des bases dans l'eau à l'aide de l'échelle des pKa :

- **Pour un acide plus fort** de concentration donnée (tout en étant faible), plus il cède facilement un proton, et donc plus il est dissocié, et la **solution contient plus d'ions H_3O^+,** donc **plus la valeur de Ka de ce couple acide-base est plus grande** (et **donc plus le pKa du couple est plus petit**) ; de plus le pH de la solution contenant cet acide est plus faible.
- Inversement, **plus une base est forte,** moins la solution contient d'ions H_3O^+ donc la **constante d'acidité Ka est plus faible** et ce qui correspond à **pK_a du couple plus grand** ; de plus le pH de la solution contenant cette base est plus grand.

Le pKa d'un couple $AH_{(aq)} / A^-_{(aq)}$ est lié au pH de la solution par la relation : $pH = pKa + \log \frac{[A^-]_{éq}}{[AH]_{éq}} = pKa + \log \frac{[\text{base du couple}]_{éq}}{[\text{acide du couple}]_{éq}}$

Rappel : Pour la réaction d'autoprotolyse de l'eau : $2\,H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$., la constante d'équilibre est Ke et le produit ionique de l'eau est : **$Ke = [H_3O^+]_{éq} \cdot [HO^-]_{éq}$.**

Quelle que soit l'espèce chimique dissoute dans l'eau : **A 25°C, on a : $Ke = [H_3O^+]_{éq} \cdot [HO^-]_{éq} = 10^{-14}$ et $pKe = -\log Ke = 14$.**

Ex : couple CH_3COOH / CH_3COO^- $pKa_1 = 4,8$ et couple NH_4^+ / NH_3 $pKa_2 = 9,2$. Quel est l'acide le plus fort ? Quelle est la base la plus forte ?

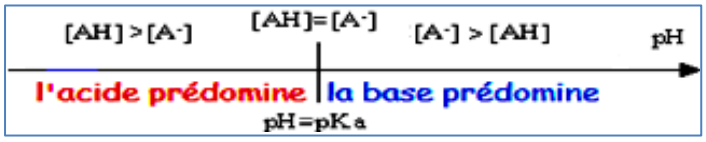
Ex : Déterminer la concentration en ions HO^- dans une solution de pH = 3, à la température de 25°C.

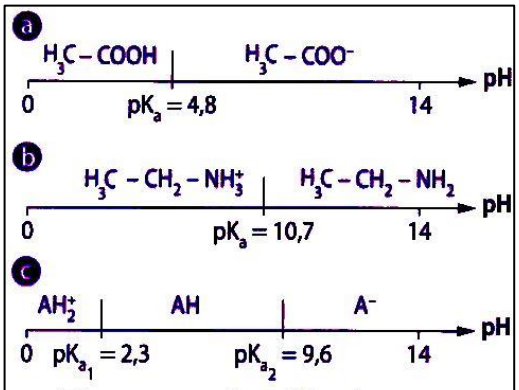
2) Domaines de prédominance d'une espèce acido-basique :

Une espèce X prédomine sur une espèce Y si [X] > [Y]

- Si pH = pKa, alors : **$[A^-]_{éq} = [AH]_{éq}$: aucune espèce ne prédomine**
- Si **l'acide conjugué AH prédomine** sur la base conjuguée : **$[AH]_{éq} > [A^-]_{éq}$** $\Leftrightarrow \frac{[A^-]_{éq}}{[AH]_{éq}} < 1$ **donc** $\log \frac{[A^-]_{éq}}{[AH]_{éq}} < 0$. **De la relation $pH = pKa + \log \frac{[A^-]_{éq}}{[AH]_{éq}}$, on en déduit : $pH < pKa$. La forme acide prédomine par rapport à la forme basique lorsque le pH est inférieur au pKa du couple**
- Si **la base conjuguée A^-** prédomine sur l'acide conjuguée AH alors **$[A^-]_{éq} > [AH]_{éq}$**, On en déduit : **$pH > pKa$ La forme basique du couple prédomine par rapport à la forme acide du couple lorsque le pH de la solution est supérieur au pKa du couple.**
- **Le diagramme de prédominance d'un couple acide / base est un axe sur lequel apparaissent la valeur du pKa du couple et les domaines où les** espèces prédominent.

Conclusion:
$pH = pK_A$ l'acide et la base conjuguée ont la même concentration.
$pH > pK_A$ la base du couple est l'espèce prédominante.
$pH < pK_A$ l'acide du couple est l'espèce prédominante.
Diagramme de prédominance de l'acide et de sa base conjuguée.





Diagrammes de prédominance correspondant aux couples :

a acide éthanoïque/ion éthanoate ;
b ion éthylammonium/éthanamine ;
c de la glycine AH, le plus simple des acides α-aminés.

Exemples : ● ***Solution contenant les espèces CH_3COOH et CH_3COO^-. pH = 6. Quelle est l'espèce prédominante dans la solution ?***
● **Voir doc. ci-contre.** ***La glycine a pour formule : H_2N-CH_2-COOH***
Donner les 3 formes sous lesquelles se présente cet acide α-aminé. Quelle espèce prédomine à pH = 4 ?

IV. ACIDES FORTS ET BASES FORTES EN SOLUTION AQUEUSE.

1) pH d'un acide fort en fonction de sa concentration C :

❖ On a vu précédemment qu'un **acide est fort** si sa réaction avec l'eau est totale.

$AH_{(aq)} + H_2O\ (l) \rightarrow A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

On écrit une flèche simple car la réaction est totale.

Soit C la concentration molaire de l'acide fort AH. Comme la réaction est totale, à la fin de la réaction : l'acide AH a totalement été consommée et $C = [A^-]_{finale} = [H_3O^+]_f$

Or le pH de la solution est donné par : $pH = -\log [H_3O^+]_f$. Comme dans ce cas, $[H_3O^+]_f = C$ on a donc : $pH = -\log C$

Les solutions commerciales d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium sont très corrosives. Leur manipulation nécessite de porter une blousedes gants et des lunettes de protection. H 314 : provoque des brûlures de la peau et des lésions oculaires graves.

● Un acide HA est fort dans l'eau si sa réaction avec l'eau est totale.
L'équation de cette réaction s'écrit alors avec une simple flèche :
$HA + H_2O_{(l)} \rightarrow A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$; Pour un AF, on a **$[H_3O^+] = C$**

● Le pH d'une solution diluée d'acide fort, de concentration C en soluté apporté, est pH = - log C.

Ex :● L'acide chlorhydrique, l'acide nitrique, l'acide perchlorique $HClO_4$ sont des exemples d'acides forts dans l'eau.

$HCl_{(g)} + H_2O \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$. **La solution de chlorure d'hydrogène ou acide chlorhydrique s'écrit ($H_3O^+ + Cl^-$)** mais pas HCl qui est un gaz ! Il n'y a plus de molécules HCl dans l'eau puisque cet acide est totalement dissocié en ions : acide fort !

$C = [H_3O^+] = [Cl^-]$

● $HNO_{3\,(l)} + H_2O \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$. De même, la solution d'acide nitrique s'écrit ($H_3O^+ + NO_3^-$) mais pas HNO_3 car il n'y a plus de molécules dans l'eau, car cet acide est totalement dissocié en ions : acide fort. $C = [H_3O^+] = [NO_3^-]$

● acide fort moins connu : $HClO_4 + H_2O \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + ClO_4^-{}_{(aq)}$.

Un acide faible est un acide qui ne réagit que partiellement avec l'eau. Il existe encore sous sa forme $AH_{(aq)}$ dans l'eau :
$AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$; Pour un acide faible : $[H_3O^+] < c$

2) pH d'une base forte en fonction de sa concentration C :

❖**Une base est forte** si sa réaction avec l'eau est totale.

$A^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow AH_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$. Soit C la concentration molaire de la base A^-. Comme la réaction est totale, à la fin de la réaction : la base A^- a totalement été consommée et $C = [AH]_{finale} = [HO^-]_{finale}$

Or le pH de la solution est donné par : **$pH = -\log [H_3O^+]_f$** (la définition du pH n'a pas changé).

On utilise le produit ionique de l'eau pour déterminer **$[H_3O^+]_f$** : A 25°C : **$Ke = [H_3O^+]_{éq.}\ [HO^-]_{éq} = 10^{-14}$**

soit . **$[H_3O^+]_f = \frac{10^{-14}}{[HO^-]_f}$** avec dans ce cas : $[HO^-]_f = C$

Donc ici : **$[H_3O^+]_f = \frac{10^{-14}}{C}$** **donc : $pH = -\log \frac{10^{-14}}{C}$ $= -(\log 10^{-14} - \log C) = (-14 - \log C) = 14 + \log C$.**

● Une base A^- est forte dans l'eau si sa réaction avec l'eau est totale. L'équation de la réaction s'écrit alors avec une simple flèche : Pour un couple du type AH/A^-. $A^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow HA_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$ Pour un BF, on a **$[HO^-] = C$**

● Le pH d'une solution diluée de base forte, de concentration en soluté apporté C est : pH = pKe + log C.
À 25 °C: pH = 14 + log C.

Ex. de bases fortes : ● La soude (hydroxyde de sodium) NaOH, la potasse KOH, les ions amidure NH_2^-, les ions éthanolate $C_2H_5O^-$

● $NaOH_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$ **La solution de soude ou hydroxyde de sodium s'écrit ($Na^+ + HO^-$)** mais pas NaOH qui est un solide or il n'y a plus de ce solide dans l'eau car NaOH est une base forte totalement dissociée (en ions) ! $C = [Na^+] = (HO^-]$;

$KOH_{(s)} \rightarrow K^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$; De même pour la solution de potasse ou hydroxyde de potassium ($K^+ + HO^-$) ; $C = [K^+] = (HO^-]$;

● Autres bases fortes moins connues : $NH_2^- + H_2O \rightarrow NH_3 + HO^-$; $C_2H_5O^- + H_2O \rightarrow C_2H_5OH + HO^-$.

Une base faible est une base qui ne réagit que partiellement avec l'eau. Elle existe encore sous sa forme basique $B_{(aq)}$ dans l'eau :
$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows BH^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$; Pour une base faible : $[HO^-_{(aq)}] < c$

3) Réaction entre un acide fort et une base forte

La réaction entre un acide et une base forte est : $H_3O^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$

La réaction est totale. On la note avec une flèche. Les ions oxonium $H_3O^+_{(aq)}$ proviennent de l'acide fort et les ions hydroxyde $HO^-_{(aq)}$ proviennent de la base forte. Il y a bien échange de proton entre les ions $H_3O^+_{(aq}$ et les ions $HO^-_{(aq)}$.

La réaction acido-basique, réaction totale, est la réaction inverse de la réaction d'autoprotolyse de l'eau qui est très limitée.

Cette réaction acido-basique est exothermique, elle dégage de la chaleur.

IV. SOLUTION TAMPON

● La présence simultanée en solution d'un acide et de sa base conjuguée empêche le pH de varier brutalement lors d'un ajout modéré d'acide fort ou de base forte. Une telle solution est appelée solution **tampon**.

● Exemples de solutions tampons :

- mélange équimolaire de solution de CH_3COOH et de solution de CH_3COONa soit ($CH_3COO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$).
- mélange équimolaire de solution de NH_3 et de solution de NH_4Cl soit ($NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$).

● De nombreux milieux naturels sont tamponnés : le sang, la salive, les sucs gastriques, le lait…

● **Préparation d'une solution tampon**

Lorsque l'on est en présence d'un mélange équimolaire $[A^-] = [AH]$, la relation $pH = pKa + \log[A^-]/[AH]$ devient $pH = pKa$.

La solution tampon a donc un pH égal au pKa du couple acide base mis en jeu.