

Force des acides et des bases

Introduction :

De nombreux produits d'entretien couramment utilisés (détartrants, déboucheurs, détergents...) contiennent un acide ou une base et doivent être utilisés avec précaution.

Dans ce cours, nous étudierons la force des acides et des bases. Pour cela, nous commencerons par définir les acides forts et les bases fortes afin d'étudier la composition finale et le **pH** (potentiel Hydrogène) d'une solution d'acide fort ou de base forte. Nous nous intéresserons ensuite aux acides faibles et aux bases faibles et nous verrons que leur réaction avec l'eau conduit à un état d'équilibre. Enfin, nous aborderons les constantes d'équilibre des réactions acide/base et nous verrons que la valeur de la constante d'acidité permet de caractériser la force relative d'un acide ou d'une base.

1 | Acides forts et bases fortes

a. Définitions



Acide fort :

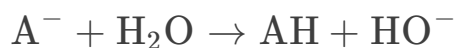
Un acide fort est un acide dont la réaction d'hydrolyse est totale : l'acide **AH** est complètement dissocié dans l'eau.

L'équation de la réaction d'un acide fort **AH** avec l'eau s'écrit :



Base forte :

Une base forte est une base dont la réaction d'hydrolyse est totale.
L'équation de la réaction d'une base forte A^- avec l'eau s'écrit :

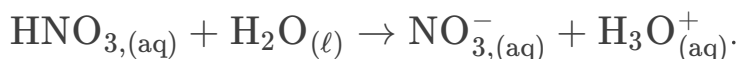


La flèche simple « \rightarrow » indique que la réaction chimique est totale, elle ne peut s'effectuer que dans un seul sens.

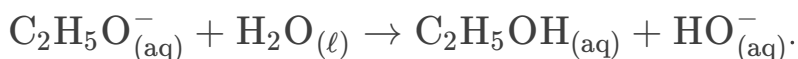
La base conjuguée d'un acide fort est une base **indifférente** et l'acide conjugué d'une base forte est un acide indifférent. C'est-à-dire qu'elles ne réagissent pas avec l'eau.



L'acide nitrique HNO_3 est un **acide fort**. L'équation de sa réaction avec l'eau est la suivante :



L'ion éthanolate $C_2H_5O^-$ est une **base forte**. L'équation de sa réaction avec l'eau est la suivante :



b. Solutions courantes d'acides forts et de bases fortes

L'acide nitrique HNO_3 et le chlorure d'hydrogène HCl sont des **acides forts** courants. Dans l'eau, la réaction de dissociation des acides forts est totale. Autrement dit, les acides forts cèdent complètement leur(s) proton(s) acide(s) lorsqu'ils sont dissous dans l'eau.



La solution aqueuse d'acide nitrique a pour formule : $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$.

La solution aqueuse de chlorure d'hydrogène (acide chlorhydrique) a pour formule : $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$.

L'hydroxyde de sodium **NaOH** et l'hydroxyde de potassium **KOH** sont des **bases fortes** courantes. Dans l'eau, elles sont totalement dissociées en ions.



À retenir

La solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (soude) a pour formule : $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$.

La solution aqueuse d'hydroxyde potassium (potasse) a pour formule : $\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$.

c. Composition finale et **pH** d'une solution d'acide fort

Considérons une **solution aqueuse d'acide fort**. L'acide fort est noté **AH** et la concentration molaire apportée en acide fort est notée **C**.



Rappel

La concentration molaire apportée en acide fort est la quantité de matière d'acide fort dissoute par unité de volume de solution.

Nous pouvons dresser le **tableau d'avancement** suivant :

Équation chimique		AH	+ H ₂ O	$\xrightarrow{\text{A}^-}$	+ H ₃ O ⁺
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			

Initial	0	$C \times V$	Excès	0	0 (on néglige l'autoprotolyse de l'eau)
Intermédiaire	x	$(C \times V) - x$	Excès	x	x
Final	$x_f = x_{\max}$	$(C \times V) - x_{\max}$	Excès	x_{\max}	x_{\max}

→ Dans une solution d'acide fort, l'acide **AH** réagit totalement avec l'eau.

La réaction étant totale, l'**avancement final** correspond donc à l'**avancement maximal** : $x_f = x_{\max}$.

La quantité de matière de l'acide **AH** dans l'état final est considérée nulle : $n(\text{AH})_f = (C \times V) - x_{\max} = 0$.

→ Soit, $x_{\max} = C \times V$.

Nous pouvons donc écrire que : $n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = C \times V$.

→ Soit, $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = C$, avec $[\text{H}_3\text{O}^+]_f$ la concentration en ions oxonium dans l'état final.

Le **pH** d'une solution aqueuse étant défini par la relation **pH** = $-\log[\text{H}_3\text{O}^+]$.

→ Nous pouvons en déduire que : **pH** = $-\log(C)$.

 À retenir

Le **pH** d'une solution aqueuse d'acide fort, de concentration molaire apportée en acide fort **C**, est donné par la relation : **pH** = $-\log(C)$.

 Rappel

Le **pH** est une grandeur sans dimension.



Attention

Cette relation n'est valable que si l'on peut négliger l'autoprotolyse de l'eau, c'est-à-dire si $C > 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



Exemple

On dispose d'une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène de concentration molaire apportée $C = 8 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Le chlorure d'hydrogène étant un **acide fort** : sa réaction avec l'eau est totale.

Par conséquent, le **pH** de cette solution est donné par la relation : $\text{pH} = -\log(C)$.

- $\text{pH} = -\log(8 \times 10^{-3}) = 2,1$

Le **pH** de la solution aqueuse de chlorure d'hydrogène est égal à 2,1.

d.

Composition finale et **pH** d'une solution de base forte

Considérons une **solution aqueuse de base forte**. La base forte est notée A^- et la concentration molaire apportée en base forte est notée C .

Nous pouvons dresser le **tableau d'avancement** suivant :

Équation chimique		A^-	$+ H_2O$	\rightarrow AH	$+ HO^-$
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
Initial	0	$C \times V$	Excès	0	0 (on néglige l'autoprotolyse)

					de l'eau)
Intermédiaire	x	$(C \times V) - x$	Excès	x	x
Final	$x_f = x_{\max}$	$(C \times V) - x_{\max}$	Excès	x_{\max}	x_{\max}

→ Dans une solution de base forte, la base A^- réagit totalement avec l'eau.

La réaction étant totale, l'**avancement final** correspond donc à l'**avancement maximal** : $x_f = x_{\max}$.

La quantité de matière de la base A^- dans l'état final est considérée nulle : $n(A^-)_f = (C \times V) - x_{\max} = 0$.

- Soit, $x_{\max} = C \times V$.

Nous pouvons donc écrire que : $n(HO^-)_f = C \times V$.

→ Soit, $[HO^-]_f = C$, avec $[HO^-]_f$ la concentration en ions hydroxyde dans l'état final.

Nous savons que le **pH** d'une solution aqueuse est défini par la relation : $pH = -\log[H_3O^+]$.

En utilisant le **produit ionique de l'eau** (notion abordée plus en détails dans la 3^e partie), $K_e = [H_3O^+] \times [HO^-]$, nous obtenons :

→ $[H_3O^+] = \frac{K_e}{[HO^-]}$ (à 25°C, $K_e = 10^{-14}$)

À 25°C, le **pH** peut alors être défini par la relation : $pH = -\log\left(\frac{10^{-14}}{[HO^-]}\right) = 14 + \log[HO^-]$.

→ Soit, $pH = 14 + \log(C)$.

À 25°C , le **pH** d'une solution aqueuse de base forte, dont la concentration molaire apportée en base forte est notée C , est donné par la relation : $\text{pH} = 14 + \log(C)$.



Cette relation n'est valable que si l'on peut négliger l'autoprotolyse de l'eau, c'est-à-dire si $C > 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



On dispose d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire apportée $C = 6 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

L'hydroxyde de sodium étant une **base forte** : elle est totalement dissociée dans l'eau. Par conséquent, à 25°C , le **pH** de cette solution est donné par la relation : $\text{pH} = 14 + \log(C)$.

- $\text{pH} = 14 + \log(6 \times 10^{-3}) = 11,8$

À 25°C , le **pH** de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium est égal à 11,8.

2 | Acides faibles et bases faibles

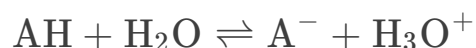
a. Définitions



Acide faible :

Un acide faible est un acide dont la réaction d'hydrolyse n'est pas totale : l'acide **AH** est partiellement dissocié dans l'eau. Sa réaction avec l'eau conduit à un état d'équilibre dans lequel l'acide et sa base conjuguée coexistent.

L'équation de la réaction d'un acide faible **AH** avec l'eau s'écrit :

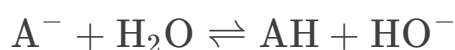


Définition

Base faible :

Une base faible est une base dont la réaction d'hydrolyse n'est pas totale. Sa réaction avec l'eau conduit à un état d'équilibre dans lequel la base et son acide conjugué coexistent.

L'équation de la réaction d'une base faible **A⁻** avec l'eau s'écrit :



Rappel

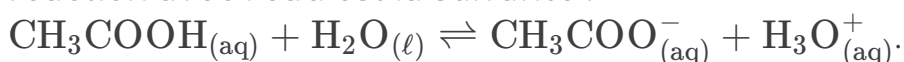
La double flèche « \rightleftharpoons » indique que la réaction chimique peut se faire dans les deux sens, la réaction est limitée.

La base conjuguée d'un acide faible est une base faible et l'acide conjugué d'une base faible est un acide faible.



Exemple

L'acide éthanoïque **CH₃COOH** est un **acide faible**. L'équation de sa réaction avec l'eau est la suivante :



L'ammoniac **NH₃** est une **base faible**. L'équation de sa réaction avec l'eau est la suivante :



b.

Solutions courantes d'acides faibles et de bases faibles

L'acide éthanoïque est un **acide faible**, sa réaction d'hydrolyse n'est pas totale. Autrement dit, l'acide éthanoïque ne cède qu'une partie de ses

protons acides.



La solution aqueuse d'acide éthanoïque a pour formule chimique : $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$.

L'ammoniac est une **base faible** courante. Sa réaction avec l'eau est partielle.



La solution aqueuse d'ammoniac, couramment appelée ammoniacale, a pour formule chimique : $\text{NH}_3_{(\text{aq})}$.

c. Composition finale d'une solution d'acide faible

Considérons une **solution aqueuse d'acide faible**. L'acide faible est noté **AH** et la concentration molaire apportée en acide faible est notée C .

Nous pouvons dresser le **tableau d'avancement** suivant :

Équation chimique		AH	+ H ₂ O	\rightleftharpoons A ⁻	+ H ₃ O ⁺
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
Initial	0	$C \times V$	Excès	0	0 (on néglige l'autoprotolyse de l'eau)
Intermédiaire	x	$(C \times V) - x$	Excès	x	x

Final	x_f	$(C \times V) - x_f$	Excès	x_f	x_f
-------	-------	----------------------	-------	-------	-------

→ Dans une solution d'acide faible, l'acide **AH** ne réagit pas totalement avec l'eau.

Il reste donc de l'acide **AH** à l'état final et l'**avancement final** ne correspond pas à l'**avancement maximal** : $x_f < x_{\max}$.

→ Par conséquent, $[\text{H}_3\text{O}^+]_f < C$.

 À retenir

Dans une solution d'acide faible, les réactifs et les produits coexistent dans le système à l'état final.

d. Composition finale d'une solution de base faible

Considérons une **solution aqueuse de base faible**. La base faible est notée A^- et la concentration molaire apportée en base faible est notée C .

Nous pouvons dresser le **tableau d'avancement** suivant :

Équation chimique		A^-	$+ \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons_{\text{AH}}$	$+ \text{HO}^-$
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
Initial	0	$C \times V$	Excès	0	0 (on néglige l'autoprotolyse de l'eau)

Intermédiaire	x	$(C \times V) - x$	Excès	x	x
Final	x_f	$(C \times V) - x_f$	Excès	x_f	x_f

→ Dans une solution de base faible, la base A^- ne réagit pas totalement avec l'eau.

Il reste donc de la base A^- à l'état final et l'**avancement final** ne correspond pas à l'**avancement maximal** : $x_f < x_{\max}$.

→ Par conséquent, $[HO^-]_{\text{final}} < C$.



À retenir

Dans une solution de base faible, les réactifs et les produits coexistent dans le système à l'état final.

3 | Constantes d'équilibre de réactions acide/base

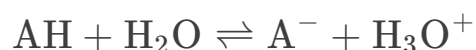
a. Constante d'acidité d'un couple acide/base



Définition

Constante d'acidité :

Considérons l'équation de la réaction d'un acide faible AH avec l'eau :



La constante d'acidité K_a du couple AH/A^- est la constante d'équilibre associée à cette équation. Elle est définie par la relation :

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq} \times [\text{A}^-]_{eq}}{[\text{AH}]_{eq}}$$

Les concentrations molaires sont celles à l'équilibre.

- La **constante d'acidité** est une grandeur sans dimension caractéristique d'un couple acide faible/base faible. Sa valeur dépend de la température.



Le $\text{p}K_a$ (potentiel K_a) du couple AH/A^- est défini par la relation :

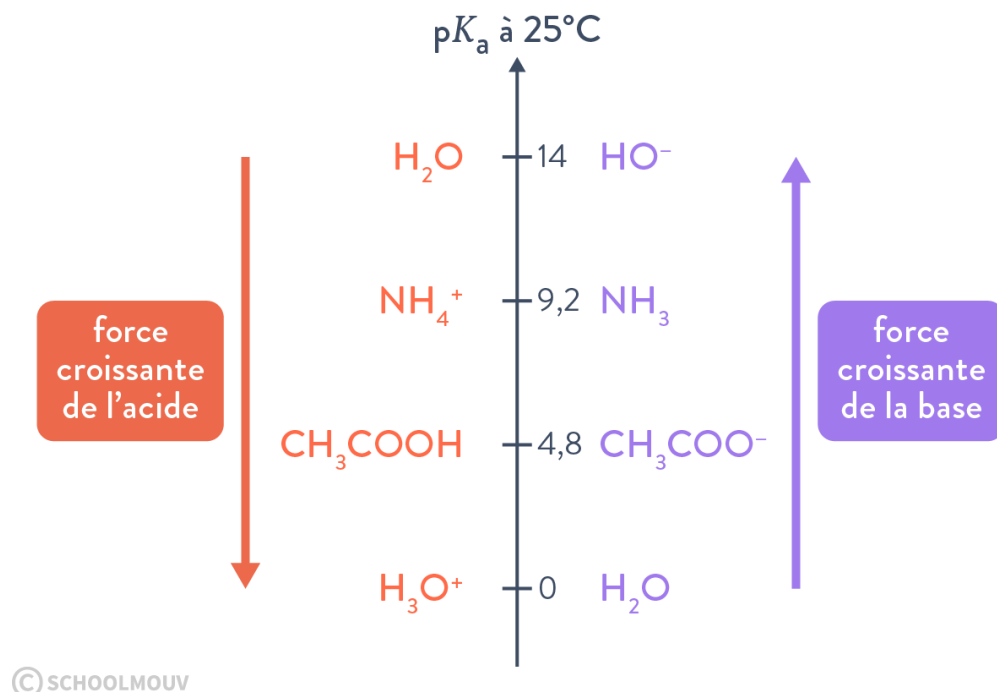
$$\text{p}K_a = -\log(K_a)$$

- Le $\text{p}K_a$ est une grandeur sans dimension caractéristique d'un couple acide faible/base faible.

La valeur de la constante d'acidité permet de caractériser la force relative d'un acide ou d'une base.



- Un acide est d'autant plus fort que la constante d'acidité du couple est grande et que le $\text{p}K_a$ est petit.
- Une base est d'autant plus forte que la constante d'acidité du couple est petite et que le $\text{p}K_a$ est grand.



Le pK_a d'un couple acide faible/base faible est compris entre 0 et 14.



Exemple

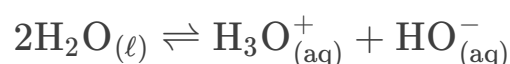
Considérons le couple CH_3COOH/CH_3COO^- ($pK_a = 4,8$) et le couple NH_4^+/NH_3 ($pK_a = 9,2$).

Le pK_a du couple CH_3COOH/CH_3COO^- étant inférieur à celui du couple NH_4^+/NH_3 , nous pouvons en déduire que l'acide CH_3COOH est plus fort que l'acide NH_4^+ , et que la base CH_3COO^- est plus faible que la base NH_3 .

b. Produit ionique de l'eau

L'eau est une espèce **amphotère**, c'est-à-dire qu'elle peut se comporter à la fois comme un acide et comme une base. Elle peut donc réagir sur elle-même.

L'équation de la réaction d'autoprotolyse de l'eau est la suivante :



Produit ionique :

Le produit ionique de l'eau K_e est la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction d'autoprotolyse de l'eau.

Il est défini par la relation :

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

Les concentrations molaires sont celles à l'équilibre.

- Le produit ionique de l'eau est une grandeur sans dimension et sa valeur dépend de la température.

À 25°C, $K_e = 10^{-14}$.



Le $\text{p}K_e$ est défini par la relation :

$$\text{p}K_e = -\log(K_e)$$

C'est une grandeur sans dimension.

À 25°C, $\text{p}K_e = 14$.

Conclusion :

Certaines bases, appelées bases fortes, réagissent totalement avec l'eau, alors que d'autres bases, appelées bases faibles, ne réagissent que partiellement avec l'eau et conduisent à un état d'équilibre. De même, certains acides, appelés acides forts, réagissent totalement avec l'eau, alors que d'autres acides, appelés acides faibles, ne réagissent que partiellement avec l'eau et conduisent à un état d'équilibre.

À cet équilibre est associée une constante d'équilibre appelée constante d'acidité K_a du couple acide faible/base faible. La valeur de cette constante d'acidité permet de caractériser la force relative de l'acide ou de la base.