

## Les acides, les bases et l'équilibre acidobasique

Arianna Marchioro

*Référence: Hill2: page 162 – 168, chap. 4.3, 4.4*

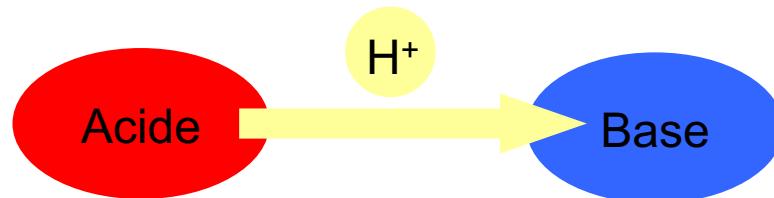
# Acides et bases de Brønsted-Lowry

---

- Parmi les réactions chimiques, il y en a deux qui sont très importantes et correspondent à soit un échange de proton ( $H^+$ ), soit un échange d'électron ( $e^-$ )
- Ce sont respectivement les réactions **d'acide/base**, et les réactions **d'oxydo/réduction** que l'on verra plus tard

**Acide = Donneur** de protons  $HA \rightarrow A^- + H^+$

**Base = Accepteur** de protons  $B + H^+ \rightarrow BH^+$



**Valable aussi pour les solutions non-aqueuses**

# Acides et bases de Brønsted (-Lowry)

---

Une réaction acide/base est une réaction d'**échange de protons** entre deux couples donneur/accepteur:



**Acide** + **base** → **base conjuguée** + **acide conjugué**

**Exemple (aqueux):**



**Exemple (non aqueux):**



# Acide et bases conjugués

- Lorsqu'on dissout **l'acide acétique**  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dans l'eau, on obtient des ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+$  et des ions acéate :



- Dans la réaction en retour, **l'ion acéate** peut capter un proton pour reformer l'acide acétique. L'ion acéate est donc une **base**. Comme l'ion acéate dérive de l'acide acétique par perte d'un proton, on dit qu'il est la base conjuguée de l'acide acétique.
- De même, lorsqu'on dissout de **l'ammoniac**  $\text{NH}_3$  dans l'eau, on obtient des ions hydroxydes  $\text{OH}^-$  et des ions ammonium  $\text{NH}_4^+$  :



- Dans la réaction en retour, **l'ion ammonium** peut libérer un proton  $\text{H}^+$  pour reformer l'ammoniac. L'ion ammonium est donc un **acide**. Comme l'ion ammonium forme l'ammoniac par libération d'un proton, on dit qu'il est l'acide conjugué de l'ammoniac.

Acide  $\rightleftharpoons$  base conjuguée +  $\text{H}^+$   
Base  $\rightleftharpoons$  acide conjugué -  $\text{H}^+$

# Acides et bases forts et faibles

---

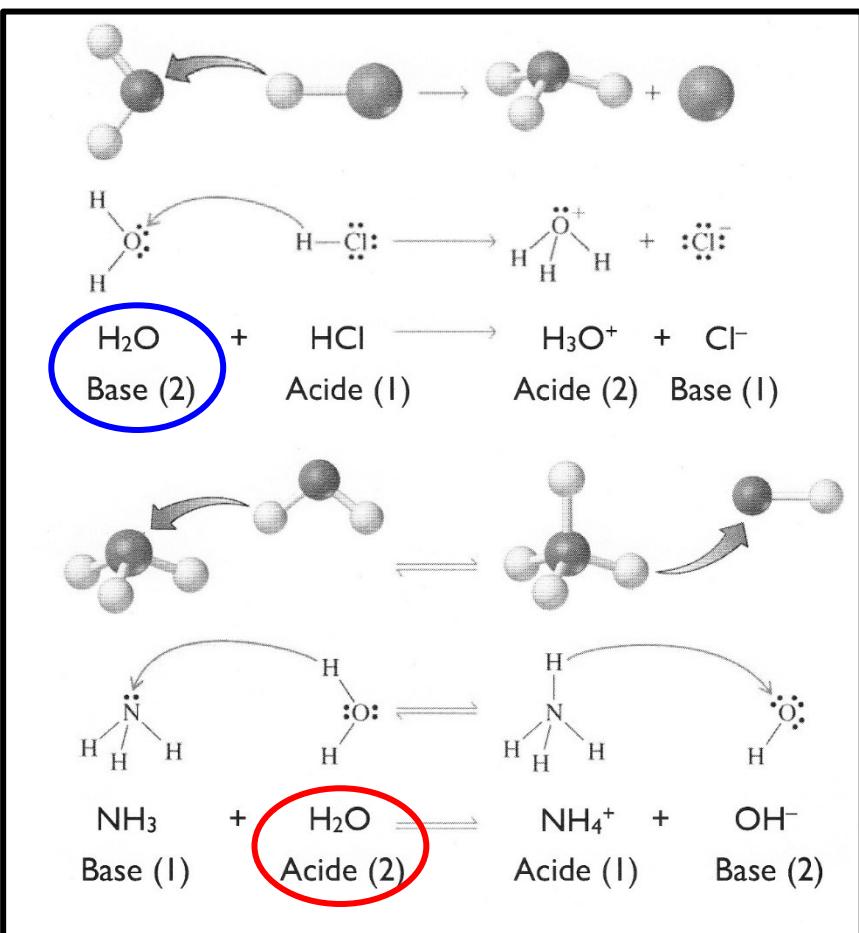
- Un acide sera appelé **acide fort** lorsqu'il est entièrement ionisé dans l'eau. De même une base sera dite **base forte** si elle est pratiquement entièrement ionisée en solution aqueuse
- Un **acide faible** ou une **base faible** sont des composés dont toutes les molécules ne seront pas ionisées dans l'eau et qui y subsistent sous forme moléculaire non dissociée

HCl est un **acide fort**. Une solution aqueuse d'HCl contient  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$  mais pratiquement pas de molécule de HCl non-dissociée:

L'acide acétique est un **acide faible**. Sa solution aqueuse est constituée essentiellement de molécules  $\text{CH}_3\text{COOH}$  intactes et seulement d'une faible proportion de  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ :

# L'eau amphiprotique

$\text{H}_2\text{O}$  peut à la fois agir **comme une base ou un acide de Brønsted**  
 $\text{H}_2\text{O}$  est dite **amphiprotique** (ou ampholyte)



HCl est un acide fort: sa réaction avec l'eau (= hydrolyse) est complète.

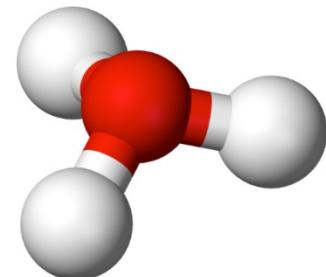
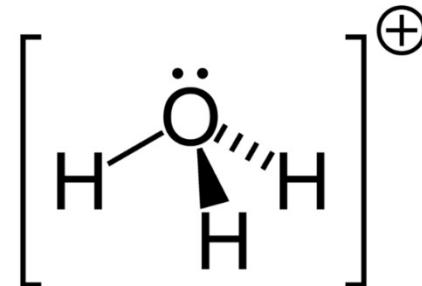
$\text{H}_2\text{O}$  agit **comme une base**.

$\text{NH}_3$  est une base faible. Son ionisation est partielle et un équilibre s'établit avec les produits de l'hydrolyse.

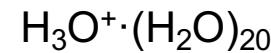
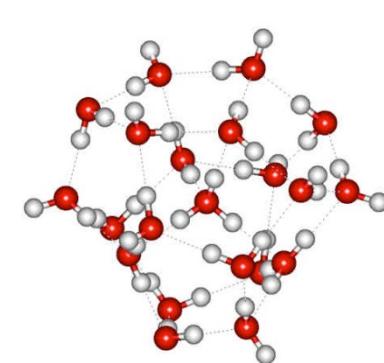
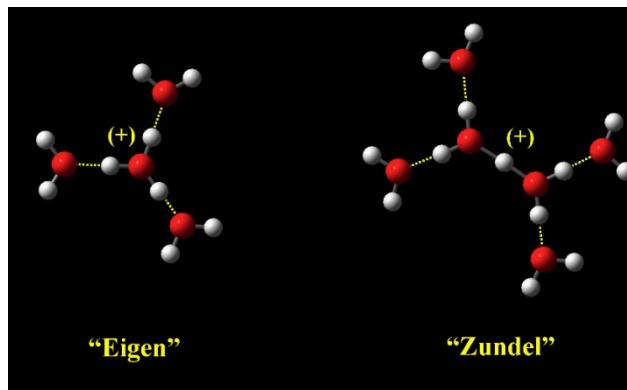
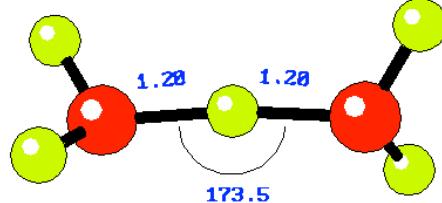
$\text{H}_2\text{O}$  agit **comme un acide** dans cet équilibre.

# L'ion hydronium

Les chimistes utilisent  $\text{H}^+(\text{aq})$  et  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  de façon interchangeable:

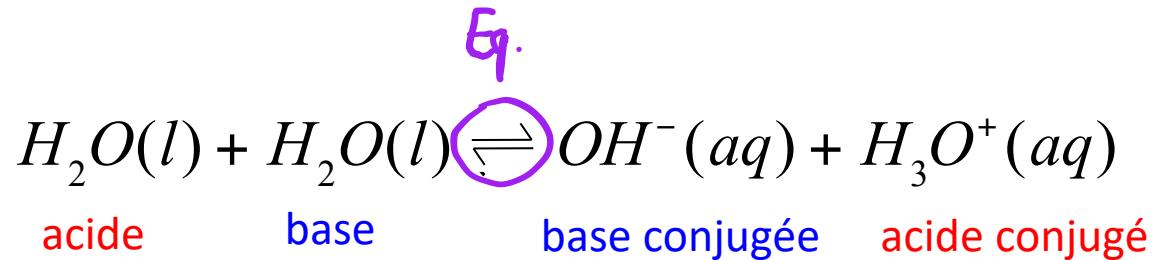


En réalité, le proton hydraté peut être lié à d'autres molécules  $\text{H}_2\text{O}$  par des ponts hydrogène, sous forme d'agrégats  $\text{H}_{2n+1}\text{O}_n^+$



# Autoprotolyse de l'eau

L'eau est **amphiprotique** (espèce amphotère) et peut agir comme un **acide** ou comme une **base**:



**Produit ionique de l'eau  $K_e$**  à  $T = 25^\circ C$  : (activité de l'eau = 1; liquide pur)

$$K_e = a(H_3O^+) \cdot a(OH^-) = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

$$pK_e = -\log K_e = 14.0$$

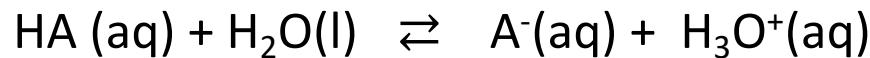
$$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

**La concentration en ions  $H_3O^+$  et  $OH^-$  est très basse dans l'eau pure!**  
**→ faible conductivité de l'eau distillée**

# Constante d'acidité et de basicité

Les équilibres de transfert de proton sont décrits par des constantes d'équilibre  $K_a$ ,  $K_b$ .

Pour un **acide HA** en solution aqueuse:



$$K = \frac{[\text{Produit}]_x}{[\text{Réactif}]_x}$$

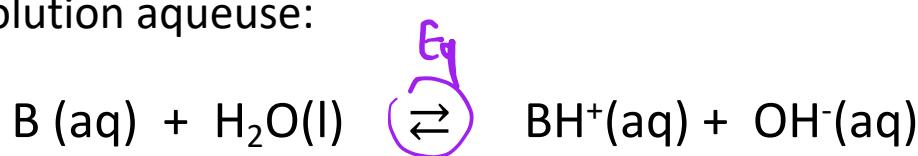
Pour une solution suffisamment diluée, l'activité de  $\text{H}_2\text{O}$  est égale à 1, donc :

Constante  
d'acidité (HA/A<sup>-</sup>)

$$K_a = \frac{([A^-]/1\text{molL}^{-1})([H_3O^+]/1\text{molL}^{-1})}{[HA]/1\text{molL}^{-1}}$$

$$pK_a = -\log K_a$$

Pour une **base B** en solution aqueuse:



Constante de  
basicité (B/BH<sup>+</sup>)

$$K_b = \frac{([BH^+]/1\text{molL}^{-1}) \cdot ([OH^-]/1\text{molL}^{-1})}{[B]/1\text{molL}^{-1}}$$

$$pK_b = -\log K_b$$

# Constante d'acidité de quelque acides à 25°C

Acide fort:  $K_a \gg 1$ ,  $pK_a < 0$

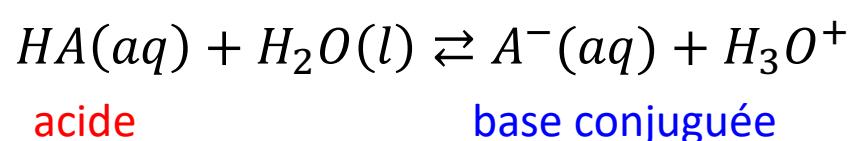
$$pK_a = -\log_{10}(K_a)$$

Nom	Formule	$K_a$	$pK_a$
Ac. chlorhydrique	HCl	$10^8$	-8
Ac. nitrique	HNO <sub>3</sub>	100	-2
Ac. acétique	CH <sub>3</sub> COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,74
Ac. hypochloreux	HClO	$4,0 \cdot 10^{-8}$	7,40
Ac. cyanhydrique	HCN	$6,2 \cdot 10^{-10}$	9,21
Ac. phosphorique	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$6,9 \cdot 10^{-3}$	2,16
	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$4,8 \cdot 10^{-13}$	12,32
Ac. sulfurique	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$10^3$	-3
	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$10^{-2}$	2

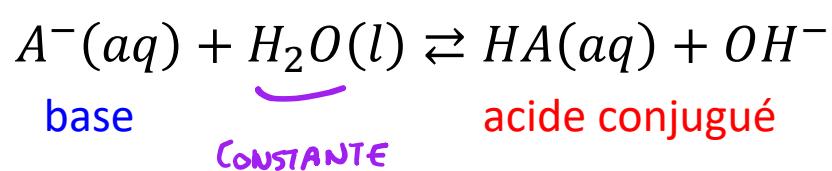


# Relation entre $K_a$ et $K_b$ : couples acide – base conjugués

À tout acide fort correspond une base conjuguée faible et vice versa. Ce phénomène découle du déplacement de l'équilibre de protolyse vers la droite ou vers la gauche:



$$K_a = \frac{([A^-]/1M)([H_3O^+]/1M)}{([HA]/1M)}$$



$$K_b = \frac{([HA]/1M)([OH^-]/1M)}{([A^-]/1M)}$$

Pour un acide et sa base conjuguée à  $T = 25^\circ \text{ C}$ , les constantes d'équilibre sont reliées au produit ionique de l'eau par l'expression:

$$K_a \cdot K_b = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{1M \cdot 1M} = K_e = 10^{-14}$$

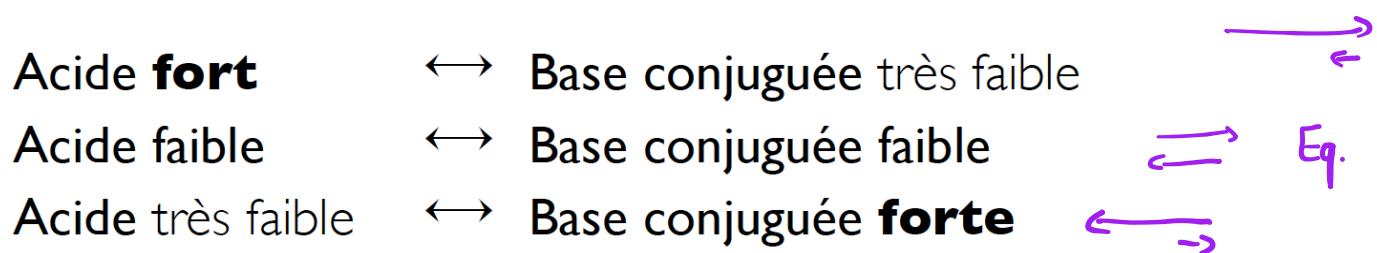
product ionique de l'eau

Cette relation importante s'applique à tous les couples conjugués acide-base en solution aqueuse

$$pK_a = -\log K_a \quad pK_a + pK_b = 14$$

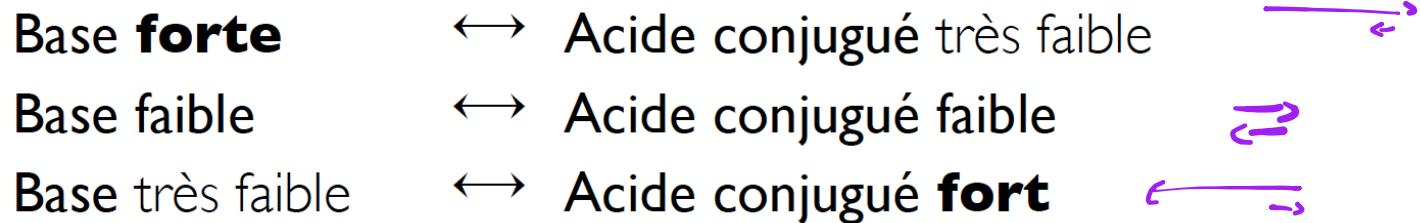
$$pK_b = -\log K_b$$

# La «bascule» conjuguée (1)



- $K_a$  grand = **acide fort** = équilibre de dissociation d'acide dans l'eau est fortement déplacé dans la direction de la perte d'un proton, sa **déprotonation**, et la formation de sa base conjuguée **A<sup>-</sup>**.
- $K_a$  petit = **acide faible** = équilibre est plus fortement déplacé dans le sens de la capture d'un ion  $\text{H}^+$  par sa base conjuguée (la **protonation** de la base) et de la formation de l'acide **HA**.

## La «bascule» conjuguée (2)



- $K_b$  grand = base forte: équilibre déplacé dans la direction de la protonation de la base  $\text{A}^-$  et la formation de son acide conjugué  $\text{HA}$
- $K_b$  petit = base faible: équilibre déplacé dans la direction de la déprotonation de l'acide conjugué  $\text{HA}$  et la formation de la base  $\text{A}^-$

# Force relative des paires acide – base conjuguées

Acides forts

	ACID	BASE	
100% ionized in $\text{H}_2\text{O}$	Strong		Negligible
	HCl	$\text{Cl}^-$	
	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HSO}_4^-$	
	$\text{HNO}_3$	$\text{NO}_3^-$	
	$\text{H}_3\text{O}^+(aq)$	$\text{H}_2\text{O}$	
Weak			
	$\text{HSO}_4^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	
	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	
	HF	$\text{F}^-$	
	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	
	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{HCO}_3^-$	
	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{HS}^-$	
	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	$\text{HPO}_4^{2-}$	
	$\text{NH}_4^+$	$\text{NH}_3$	
	$\text{HCO}_3^-$	$\text{CO}_3^{2-}$	
	$\text{HPO}_4^{2-}$	$\text{PO}_4^{3-}$	
	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{OH}^-$	
Negligible			Strong
	$\text{OH}^-$	$\text{O}^{2-}$	
	$\text{H}_2$	$\text{H}^-$	
	$\text{CH}_4$	$\text{CH}_3^-$	

Acides faibles

Acides très faibles  
(acidité négligeable)

Bases très faibles  
Basicité négligeable

Bases faibles

Bases fortes  
(KOH, NaOH)

# Expérience: acide fort $\leftrightarrow$ acide faible

acide fort



0.6 M HCl(aq)  
 $[H^+] = 0.6 \text{ M}$   
dissociation  $\alpha = 100 \%$   
dissociation complète

acide faible



0.6 M CH<sub>3</sub>COOH(aq)  
 $[H^+] = 3.28 \times 10^{-3} \text{ M}$   
 $\alpha = 0.55 \%$  ←  
dissociation partielle

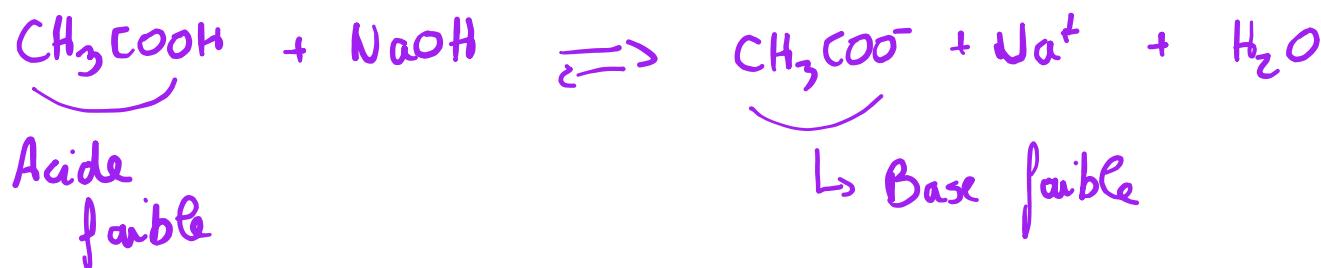
# Les ions en tant qu'acides et bases

Seuls **les ions conjugués d'acide faibles et de bases faibles** s'hydrolysent de façon importante et peuvent changer le pH d'une solution.

1. Les sels **d'acides forts et de bases fortes** forment des solutions **neutres** (pH=7).  
*Les contre-ions ne contribuent ni à l'acidité ni à la basicité*



2. Les sels **d'acides faibles et de bases fortes** forment des solutions **basiques** (pH > 7).  
*L'anion s'hydrolyse comme une base (base conjuguée d'acide faible)*  
*Les contre-ions de bases fortes ne contribuent ni à l'acidité ni à la basicité*



# Les ions en tant qu'acides et bases

Seuls **les ions conjugués d'acide faibles et de bases faibles** s'hydrolysent de façon importante et peuvent changer le pH d'une solution.

3. Les sels **d'acides forts et des bases faibles** forment des solutions **acides** ( $\text{pH} < 7$ ).

*Le cation s'hydrolyse comme un acide*

*Les anions sont des bases conjuguées d'acides forts et ne s'hydrolysent pas*



4. Les sels **d'acides faibles et de bases faibles** forment des solutions **acides, basiques ou neutre** dépendant des forces relatives des acides et des bases.

*Les cations s'hydrolysent comme des acides et les anions, comme des bases.*



# L'échelle des pH

Indication de l'acidité d'une solution: molarité des ions  $H^+$ , échelle logarithmique

~~$$a = \gamma \frac{[H^+]}{c^0}$$~~

$\gamma \approx 1$

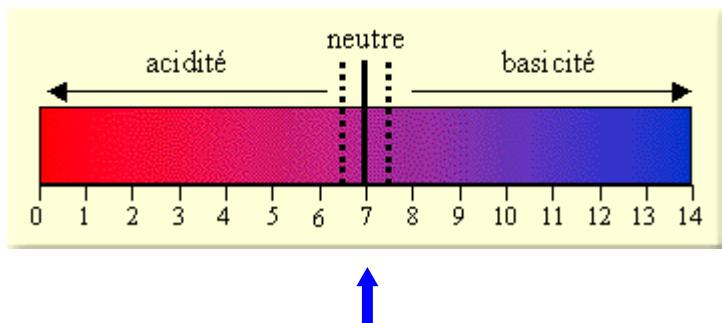
$$pH = -\log a_{H^+} = -\log \left( \frac{\gamma[H^+]}{c^0} \right)$$

Pour des concentrations faibles (coefficients d'activité  $\gamma \approx 1$ )

$pH = -\log([H^+]/1M)$

Plus la solution est acide, plus la concentration en  $H^+$  est grande et donc plus la valeur du pH est basse.

Eau pure:  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} M$



pH = 7 : pH de l'eau pure

$pOH = -\log([OH^-]/1M)$

Pour une solution aqueuse,  $pH + pOH = 14$

	[H <sup>+</sup> ] (M)	pH	pOH	[OH <sup>-</sup> ] (M)
Gastric juice	$1(1 \times 10^{-0})$	0.0	14.0	$1 \times 10^{-14}$
Lemon juice	$1 \times 10^{-1}$	1.0	13.0	$1 \times 10^{-13}$
Cola, vinegar	$1 \times 10^{-2}$	2.0	12.0	$1 \times 10^{-12}$
Wine	$1 \times 10^{-3}$	3.0	11.0	$1 \times 10^{-11}$
Tomatoes	$1 \times 10^{-4}$	4.0	10.0	$1 \times 10^{-10}$
Banana	$1 \times 10^{-5}$	5.0	9.0	$1 \times 10^{-9}$
Black coffee	$1 \times 10^{-6}$	6.0	8.0	$1 \times 10^{-8}$
Rain	$1 \times 10^{-7}$	7.0	7.0	$1 \times 10^{-7}$
Saliva	$1 \times 10^{-7}$	7.0	7.0	$1 \times 10^{-7}$
Milk	$1 \times 10^{-7}$	7.0	7.0	$1 \times 10^{-7}$
Human blood, tears	$1 \times 10^{-7}$	7.0	7.0	$1 \times 10^{-7}$
Egg white, seawater	$1 \times 10^{-8}$	8.0	6.0	$1 \times 10^{-6}$
Baking soda	$1 \times 10^{-9}$	9.0	5.0	$1 \times 10^{-5}$
Borax	$1 \times 10^{-9}$	9.0	5.0	$1 \times 10^{-5}$
Milk of magnesia	$1 \times 10^{-10}$	10.0	4.0	$1 \times 10^{-4}$
Lime water	$1 \times 10^{-11}$	11.0	3.0	$1 \times 10^{-3}$
Household ammonia	$1 \times 10^{-12}$	12.0	2.0	$1 \times 10^{-2}$
Household bleach	$1 \times 10^{-13}$	13.0	1.0	$1 \times 10^{-1}$
NaOH, 0.1 M	$1 \times 10^{-14}$	14.0	0.0	$1(1 \times 10^{-0})$

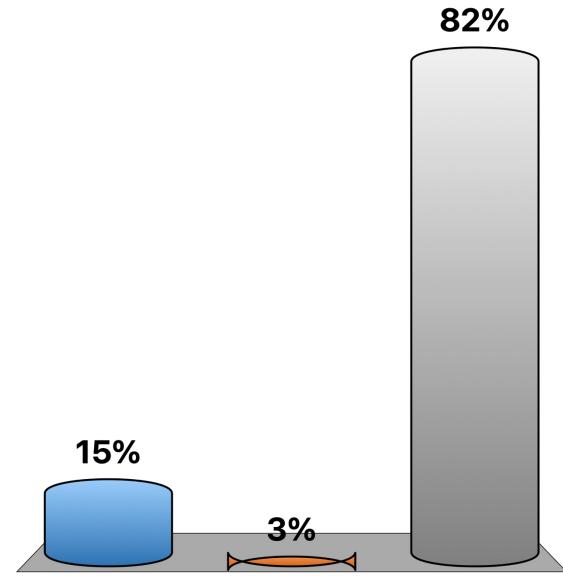
# Pour un acide fort dans l'eau:

- A. La réaction de dissociation atteint un équilibre
- B. La réaction de dissociation n'a pas lieu
- C. La réaction de dissociation est totale

$$C_A \simeq [H^+]$$

<https://responseware.eu>

ID: MSE101b



La réaction de dissociation atteint un équilibre

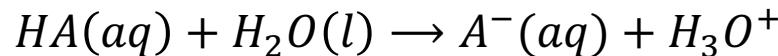
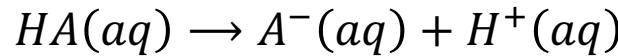
La réaction de dissociation n'a pas lieu

La réaction de dissociation est totale

# Calcul de pH d'une solution d'un acide fort

L'acide fort est entièrement dissocié dans l'eau,  $[H^+] = [HA]_0$  avec  $[HA]_0$  la concentration initiale:  $[H^+] = [HA]_0 = c_a$

$c_a = \text{conc. analytique}$



**Dissociation complète !**  $K_a = \frac{([A^-]/1M)([H_3O^+]/1M)}{([HA]/1M)} \gg 1$

$$K_a(\text{HCl}) = 10^8$$

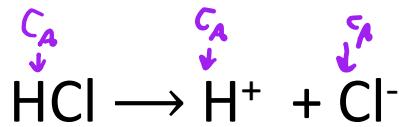
$$pH = -\log([H^+]/1M) = -\log([c_a]/1M)$$

Exemples:  $0.1 \text{ M HCl} \rightarrow pH = -\log(0.1) = 1$

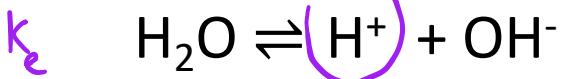
$$10^{-3} \text{ M HCl} \rightarrow pH = -\log(10^{-3}) = 3$$

- Dans le cas où  $[HA]_0 > 10^{-6} \text{ M}$ , les  $H^+$  en solution proviennent essentiellement de la dissociation de HA, on peut donc négliger l'autodissociation de l'eau.
- **On ne peut pas négliger l'autodissociation de l'eau pour  $[HA]_0 < 10^{-6} \text{ M}$**

# pH d'une solution aqueuse diluée d'un acide fort



Dissolution complète de HCl à  $c_a$   
( $c_a$ : concentration analytique)



L'autoprotolyse de l'eau

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

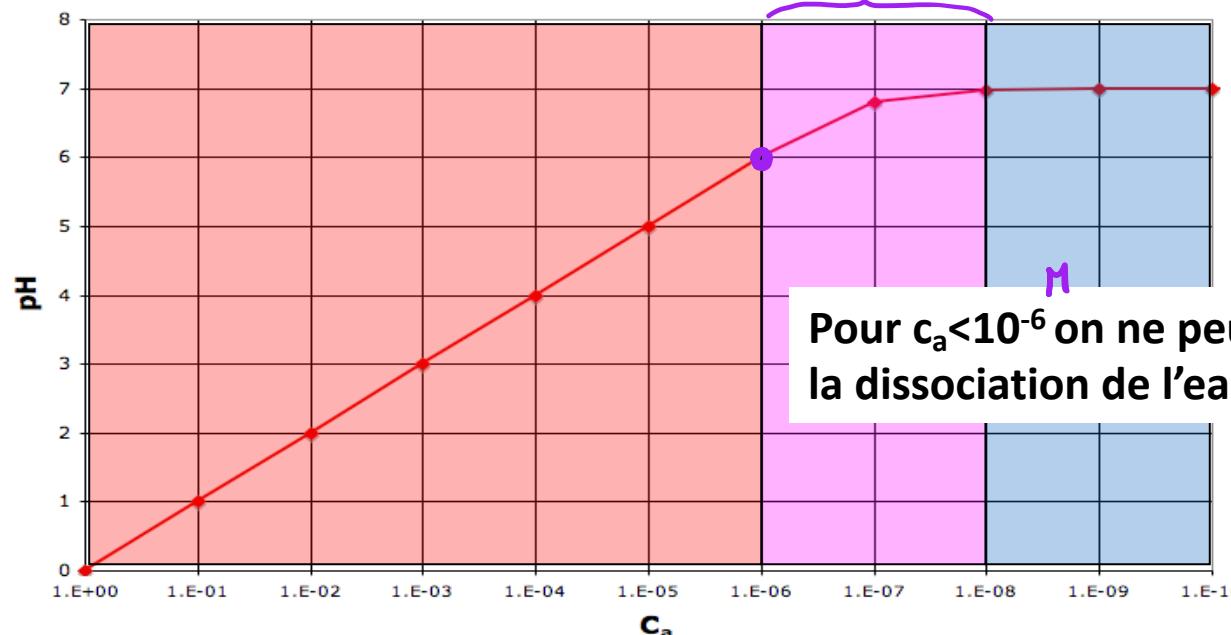
$$c_a > 10^{-6} \Rightarrow [\text{H}^+] = c_a$$

$$[\text{H}^+] = \frac{c_a + \sqrt{c_a^2 + 4K_e}}{2}$$

$$c_a < 10^{-8} \Rightarrow [\text{H}^+] \approx 10^{-7}$$

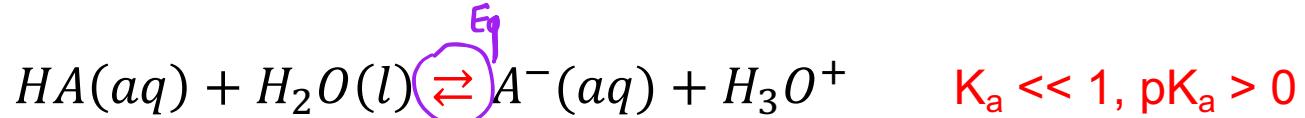
Autoprotolyse  
de l'eau

$$-\log \sqrt{K_e} = 7$$



# Calcul de pH d'une solution d'un acide faible

Soit une solution aqueuse diluée d'un acide faible HA de concentration analytique  $c_a$  = concentration initiale  $[HA]_0$ , il y a **dissociation partielle**:



Exemple du  $\text{CH}_3\text{COOH}$  :  $\underline{\text{p}K_a = 4.75}$

TABLEAU AVANCEMENT

$t=0$   
Réaction  
Équilibre

	HA	$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{A}^-$
Concentration initiale	$c_a$	0	0
Variation des concentrations	$-x$	$+x$	$+x$
Concentration finale	$c_a - x$	$x$	$x$

**Cas général à l'équilibre:**  $K_A$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{x^2}{c_a - x} \Rightarrow x^2 - K_a \cdot (c_a - x) = 0$$

$$\Rightarrow x = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4K_a c_a}}{2}$$

**Simplification si  $[HA]_0 > 100 K_a$ :**  $x = [\text{H}^+] = \sqrt{K_a c_a}$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log [HA]_0)$$



---

$c_A > 100 k_A \Rightarrow$  Dissociation très faible

$$[HA] \simeq c_A$$

$$k_A = \frac{x^2}{c_A - x} \quad x \text{ est très petit (dissociation faible)}$$

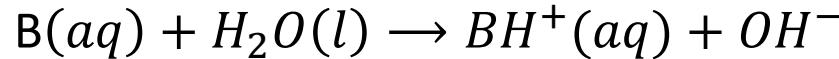
$$k_A \simeq \frac{x^2}{c_A} \Rightarrow x = \sqrt{k_A c_A} = [H_3O^+]$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log \left( \sqrt{k_A c_A} \right)$$

$$= \frac{1}{2} \text{p}k_A - \frac{1}{2} \log c_A$$

# Calcul de pH d'une solution d'une base forte

Soit une solution aqueuse d'une base forte B avec  $c_b = [B]_0$  concentration initiale de B



**Dissociation complète !**  $K_b = \frac{([B^+]/1M)([OH^-]/1M)}{([B]/1M)} \gg 1$

$$pOH = -\log([OH^-]/1M) = -\log([c_b]/1M)$$
$$pH = 14 - \underline{pOH}$$

Exemples: 0.1 M NaOH :  $pOH = -\log(0.1) = 1.00$   $pH = 14 - pOH = 13$

$10^{-3}$  M NaOH,  $pOH = -\log(10^{-3}) = 3.00$   $pH = 14 - pOH = 11$

**Attention:  $c_b < 10^{-6}$ , l'autoprotolyse de l'eau n'est plus négligeable !**

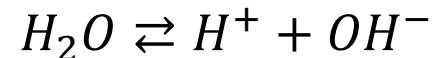
¶

# pOH d'une solution aqueuse diluée d'une base forte

Dissolution complète de la base



L'autoprotolyse de l'eau



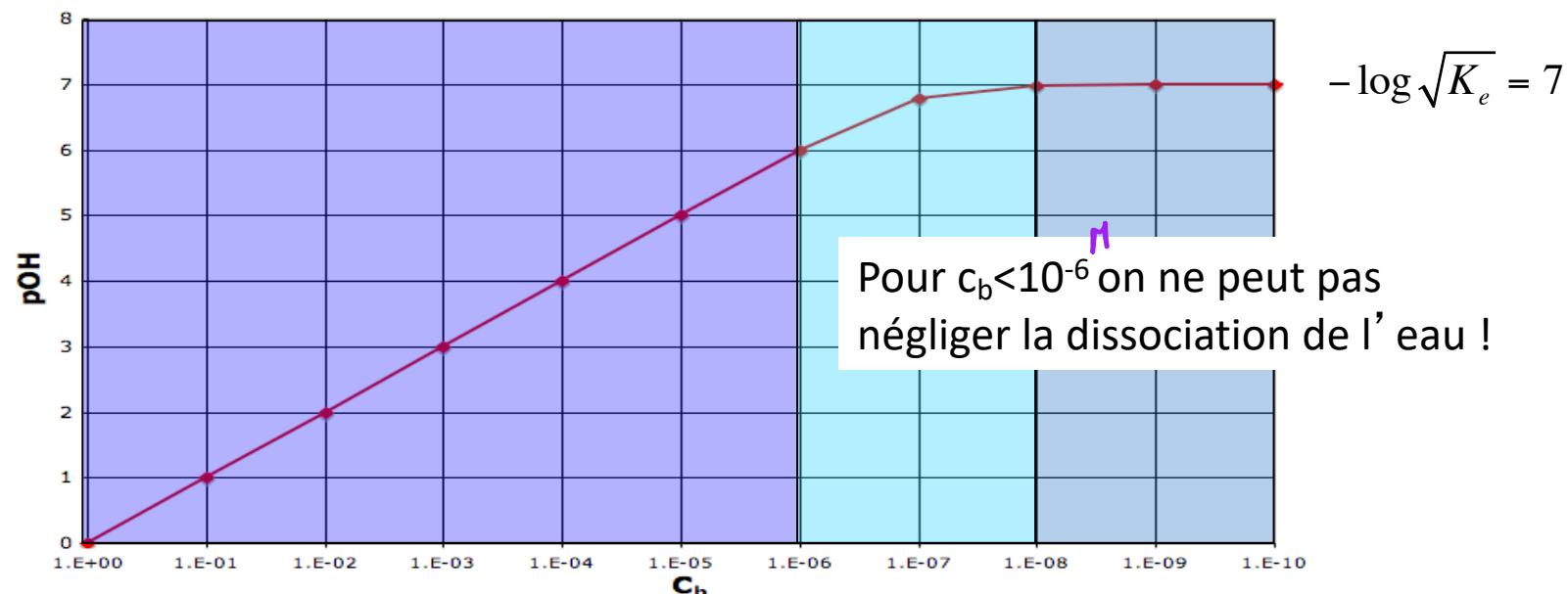
$$pOH = -\log([OH^-])$$

$$pH = 14 - pOH$$

$$c_b > 10^{-6} \Rightarrow [OH^-] = c_b$$

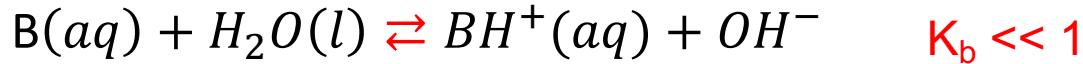
$$[OH^-] = \frac{c_b + \sqrt{c_b^2 + 4K_e}}{2}$$

$$c_b < 10^{-8} \Rightarrow [H^+] \approx 10^{-7}$$



# Calcul de pH d'une solution d'une base faible

Soit une solution aqueuse diluée d'une base B. Concentration initiale  $[B]_0 = c_b$



Exemple: Solution de B à  $c_b$

	B	$BH^+$	$OH^-$
Concentration initiale	$c_b$	0	0
Variation des concentrations	$-x$	$+x$	$+x$
Concentration finale	$c_b - x$	$x$	$x$

**Cas général à l'équilibre:**

$$K_a = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = \frac{x^2}{c_b - x} \Rightarrow x^2 - K_b \cdot (c_b - x) = 0$$

$$x = \frac{-K_b + \sqrt{K_b^2 + 4K_b c_b}}{2}$$

**Simplification si  $[B]_0 > 100 K_b$ :**  $x = [OH^-] = \sqrt{K_b c_b}$

avec  $pK_a + pK_b = 14$

$$pH = \frac{1}{2} (14 + pK_a + \log[B]_0)$$

# Résumé

---

- Selon la définition de Brønsted-Lowry, un acide est un donneur de proton (ion hydrogène) et une base est un accepteur de proton. Deux substances liées par le transfert d'un proton forment une paire acide-base conjuguée ou base-acide conjugué.
- L'eau est amphiprotique. Dans l'eau, les concentrations des ions hydronium ( $H^+$ ) et des ions hydroxyde ( $OH^-$ ) sont toujours telles qu'elles vérifient la constante d'autoprotolyse. Cette constante  $K_e$  (produit ionique de l'eau) est une constante d'équilibre, le produit des concentrations des ions  $H^+$  et  $OH^-$  est toujours égal à  $K_e$ . Il existe deux types d'échelles logarithmiques acide-base: le pH et le pOH. A 25°C, la somme du pH et pOH donne toujours 14.
- Dans une solution, un acide fort s'ionise complètement, alors qu'un acide faible ne s'ionise que partiellement. En général, plus un acide est fort, plus la base conjuguée est faible, et vice versa. Le degré de dissociation d'un acide faible se quantifie avec la constante d'acidité  $K_a$  qui est la constante d'équilibre de l'ionisation de l'acide faible.
- Dans une solution d'acide fort, la concentration d'ions hydrogène est égale à la concentration initiale d'acide. Dans une solution d'acide faible, la concentration  $[H^+]$  – qui peut être obtenue par la résolution d'un problème d'équilibre- est inférieure à la concentration initiale d'acide. Une base forte se dissocie complètement, contrairement à une base faible. La plupart des bases faibles produisent des ions hydroxyde par suite de l'ionisation de l'eau. La constante de basicité d'une base  $K_b$ , décrit le degré de dissociation.

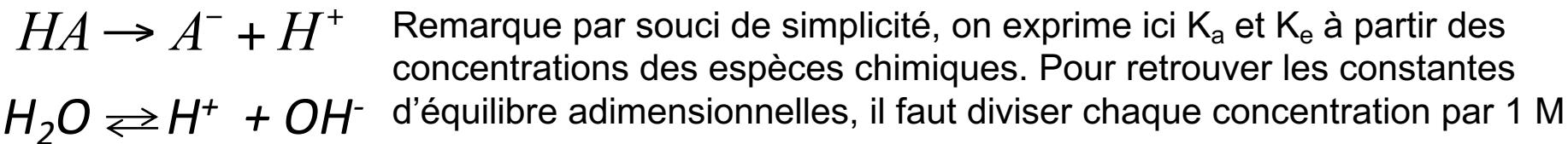
## À retenir du cours

---

- Identifier les couples conjugués acido-basiques
- Reconnaître et écrire les réactions acide – base
- Utiliser la constante d'autoprotolyse de l'eau  $K_e$  pour relier les concentrations des ions  $H^+$  et  $OH^-$  dans les solutions aqueuses des acides et des bases
- Déterminer le pH d'une solution à partir d'une concentration connue d'acide ou de base
- Utiliser les valeurs  $K_a$  et  $K_b$  pour déterminer les forces relatives des acides et des bases
- Calculer le pH des solutions d'acides ou de bases fortes et faibles (diluées ou concentrées)

## Annexe:

# Traitements quantitatifs des équilibres acide –base dans l'eau



4 équations:  $K_a$ ,  $K_e$ , concentration initiale d'acide  $c_a$  donnée;  $H^+$ ,  $OH^-$ ,  $HA$ ,  $A^-$  cherchés

1. Equilibre dissociation:

$$\frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = K_a$$

2. Autoprotolyse de l'eau:

$$[H^+][OH^-] = K_e = 10^{-14}$$

3. Bilan des masses:  
(conservation de masse)

$$[HA] + [A^-] = [HA]_0 = c_a$$

4. Electroneutralité:  
(conservation de charge)

$$[H^+] - [OH^-] - [A^-] = 0$$

## Annexe:

# Traitements quantitatifs des équilibres acide –base dans l'eau

Soit une solution diluée d'un **acide fort**:  $K_a \gg 1$ , dissociation complète,  $c_a$

1. Equilibre dissociation:

$$\frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = K_a$$



2. Autoprotolyse de l'eau:

$$[H^+][OH^-] = K_e = 10^{-14}$$

3. Bilan des masses:  
(conservation de masse)

$$[HA] + [A^-] = [HA]_0 = c_a$$

HA négligeable dans le cas d'un acide fort  
[A-] = C<sub>a</sub> (approximativement)

4. Electroneutralité:  
(conservation de charge)

$$[H^+] - [OH^-] - [A^-] = 0$$

D'après équation 3 et 4:  $[H^+] = [A^-] + [OH^-] = c_a + [OH^-]$

En introduisant la valeur de  $[OH^-] = K_e/[H^+]$  tirée de l'éq.2, on obtient:

$$[H^+] = c_a + (K_e/[H^+])$$

$$\text{ou } [H^+]^2 - c_a [H^+] - K_e = 0$$

$$[H^+] = \frac{c_a + \sqrt{c_a^2 + 4K_e}}{2}$$