



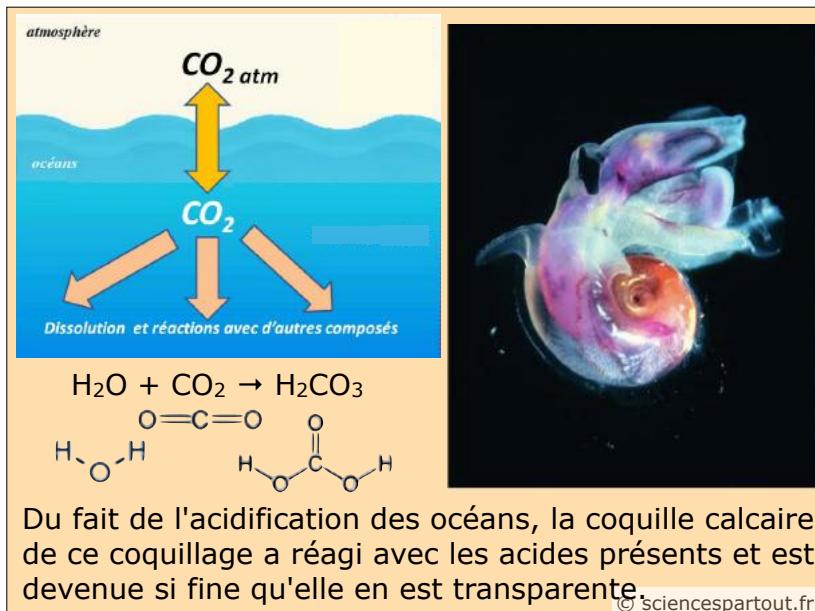
1



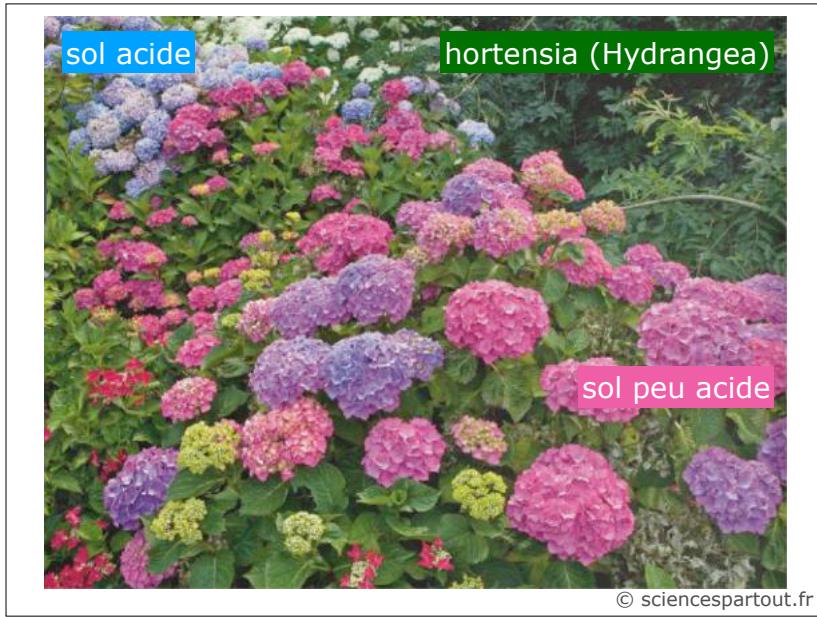
2



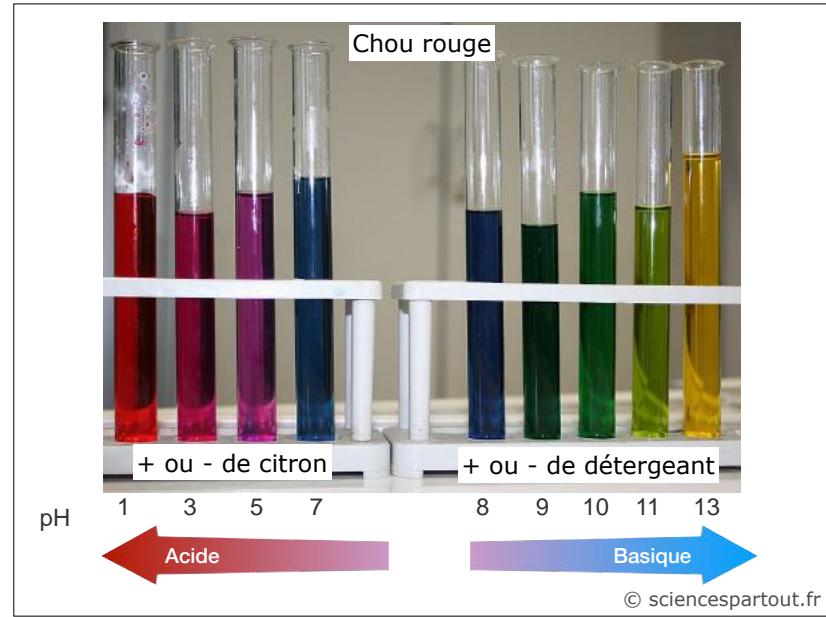
3



4



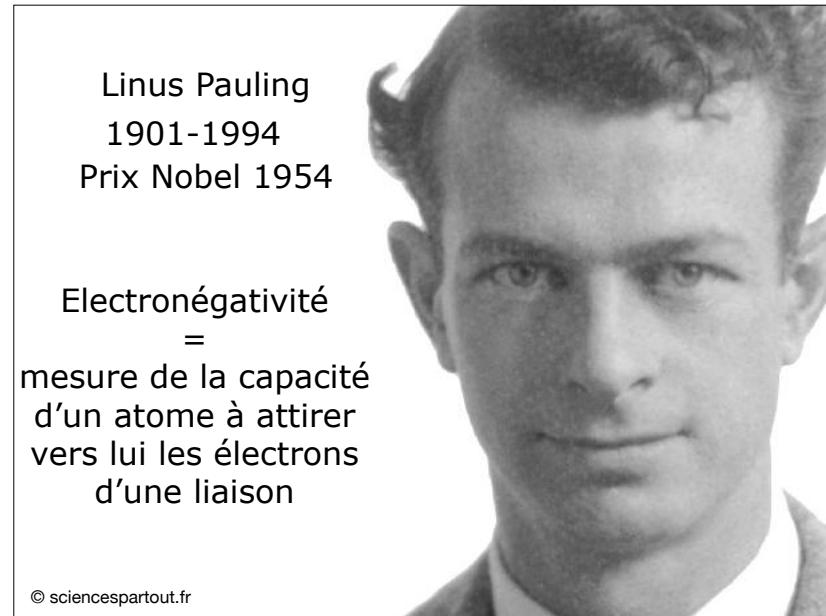
5



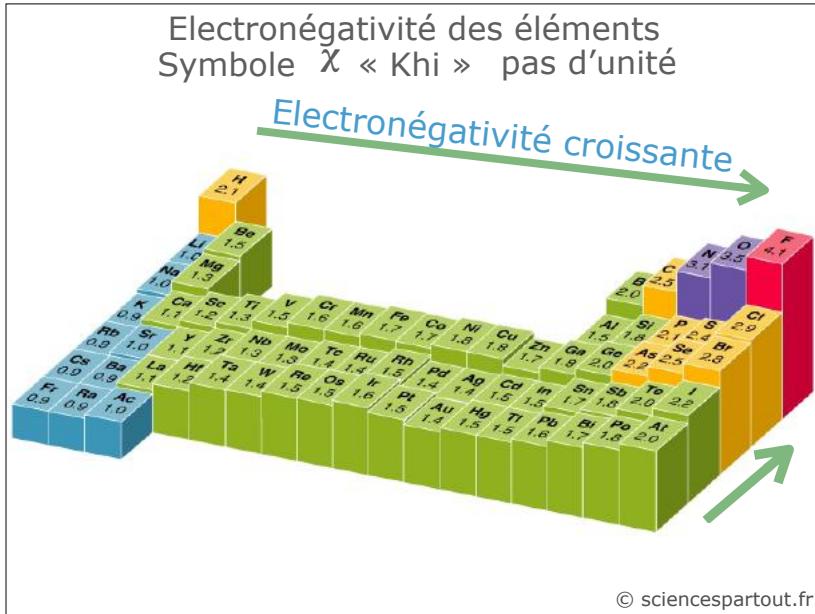
6



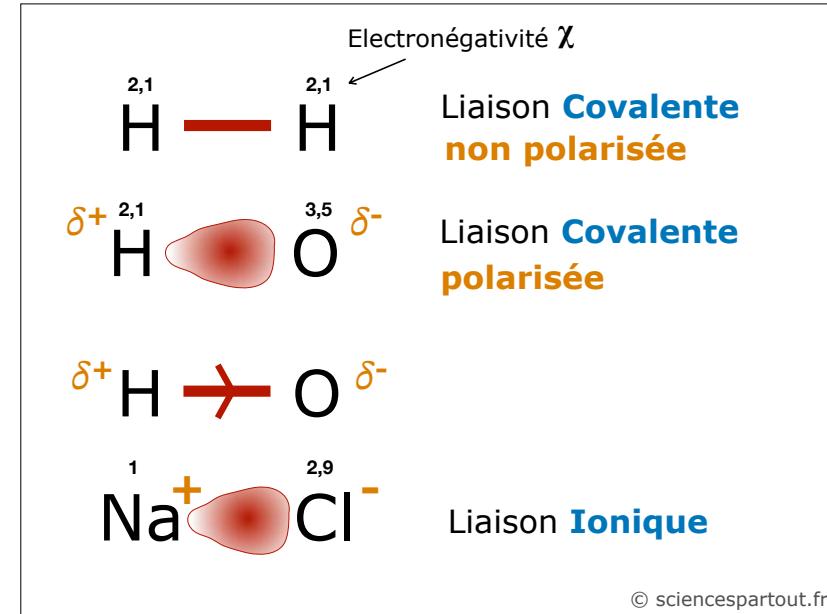
7



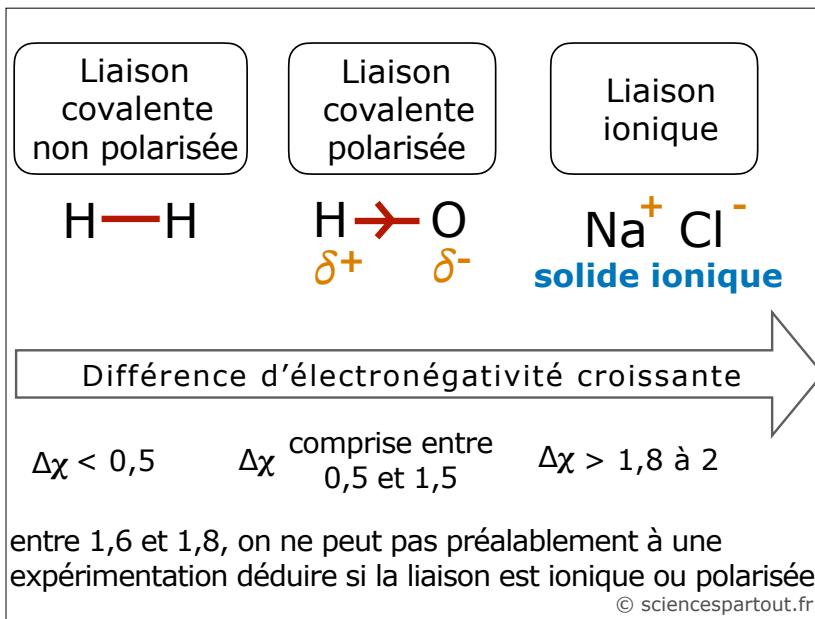
8



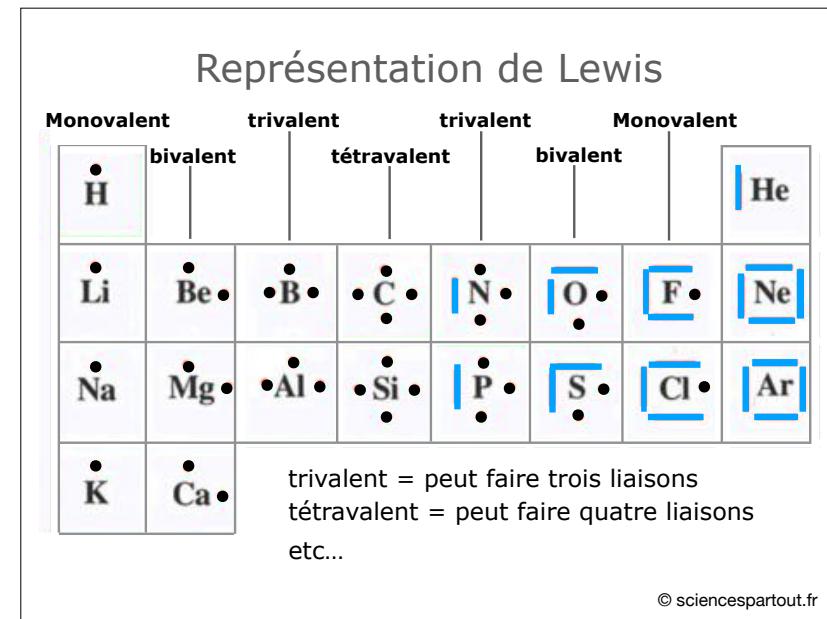
9



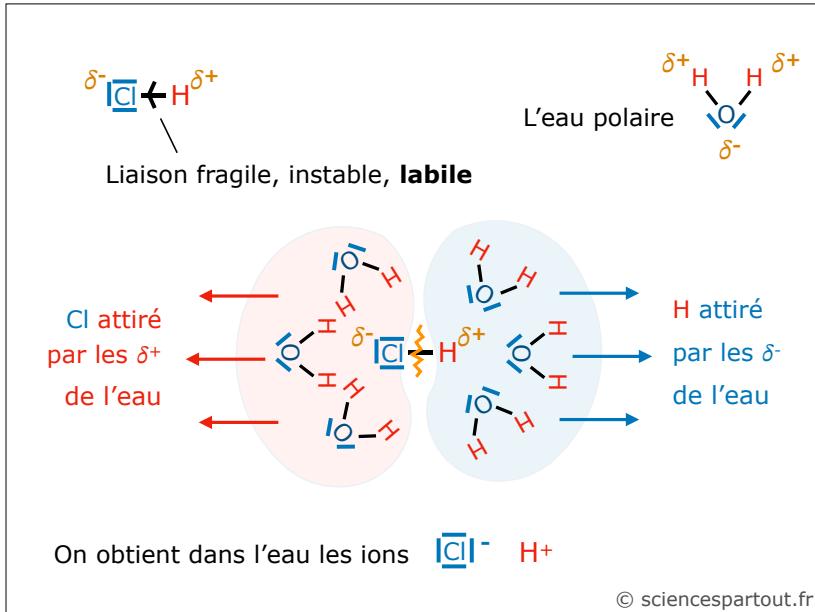
10



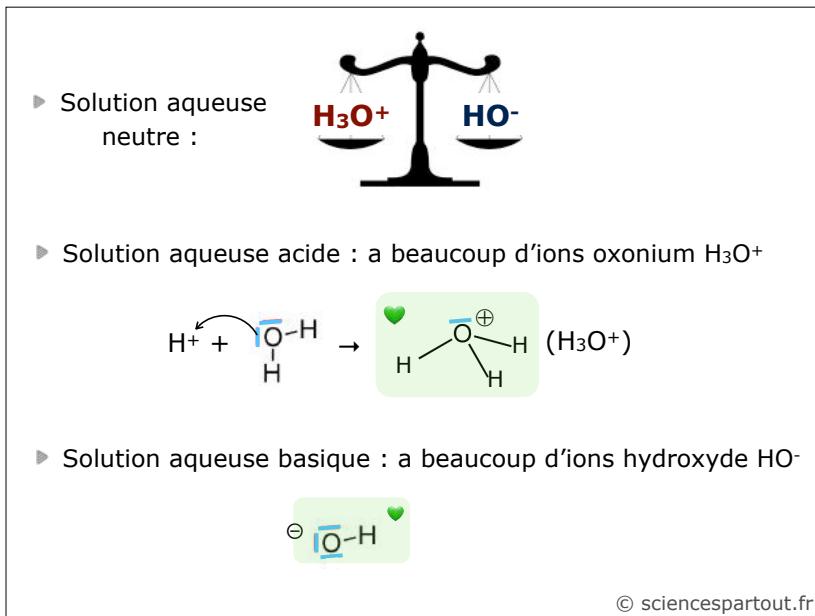
11



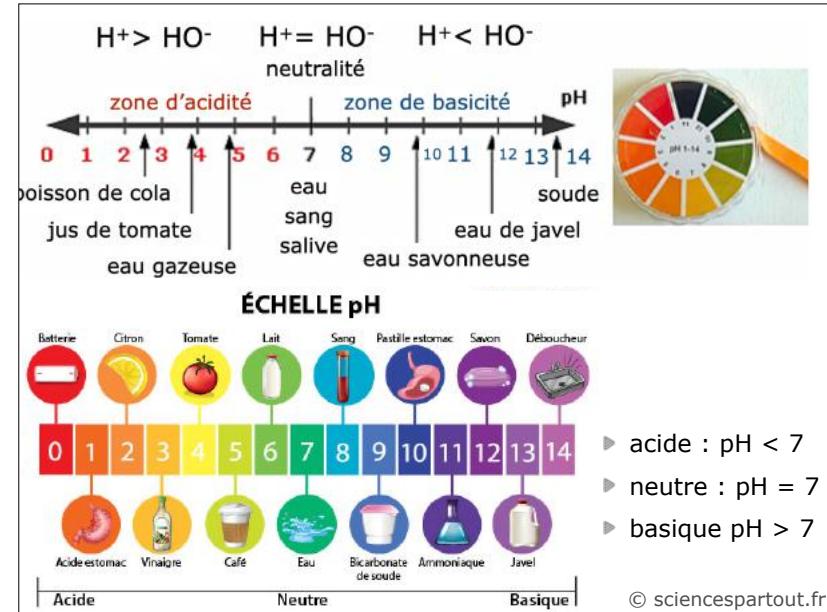
12



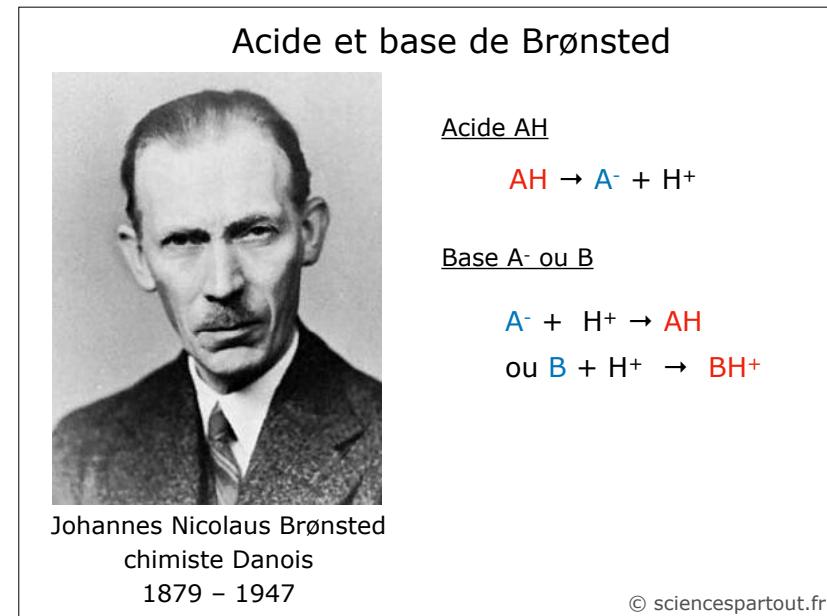
13



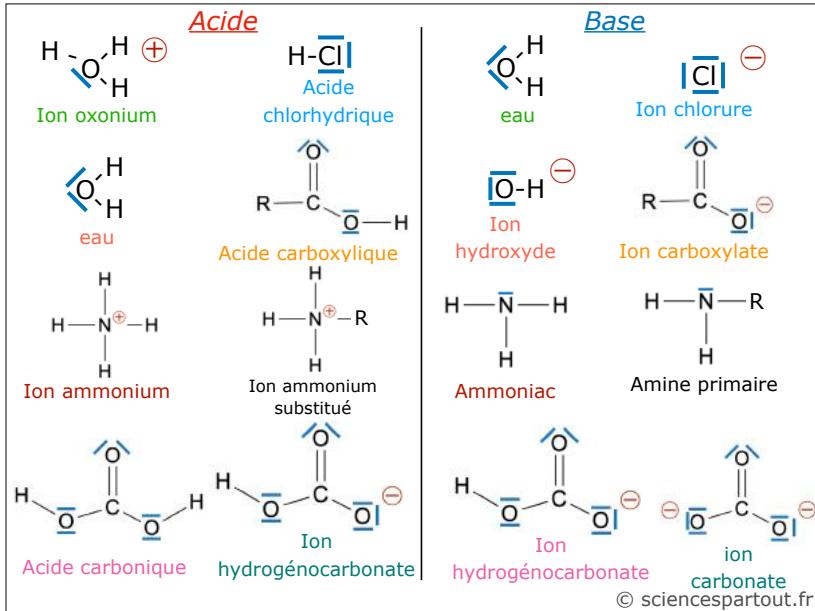
15



14



16



17

Exemples de couples Acide / Base

Acide	Base
$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	CH_3CO_2^-
NH_4^+	NH_3
H_3O^+	H_2O
H_2O	HO^-
H_2SO_4	HSO_4^-
HSO_4^-	SO_4^{2-}

On dit que l'eau est une espèce **amphotère** : elle peut, selon les situations, se comporter soit comme un acide, soit comme une base.
© sciencespartout.fr

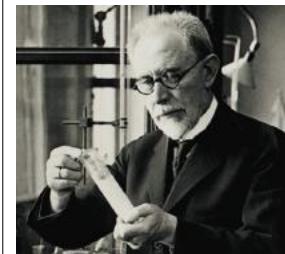
18

Comparaison couple acide/base et couple Redox

Aspect	Acide / Base (Brønsted)	Oxydant / Réducteur (Redox)
Principe	Échange de proton H^+	Échange d'électron(s) e^-
Définitions	Acide : donneur de H^+ Base : capteur de H^+	Oxydant : capteur d' e^- Réducteur : donneur d' e^-
Couples	Couple AH / A ⁻	Couple Ox / Red
« Demi-équation » (conceptuelle)	$\text{AH} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}^+$	$\text{Ox} + n \text{e}^- = \text{Red}$
Notion de force	Acide/base fort(e) et donc réaction totale : « → » utilisé Acide/base faible et donc équilibre : « ⇌ » utilisé	
Équation de réaction avec l'eau	$\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$ (fort) $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$ (faible)	On additionne deux demi-équations équilibrées
Phrase-synthèse	Acide / Base : transfert de proton H^+	Ox / Red : transfert d'électron e^-

© sciencespartout.fr

19

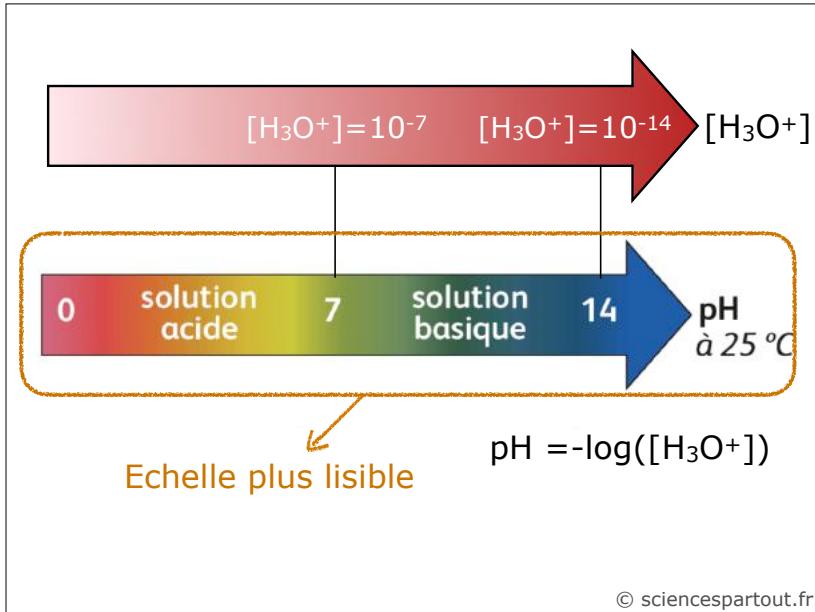


Søren Sørensen
chimiste Danois
(1868-1939)

- Søren Sørensen a introduit la notion de pH en 1909 en travaillant sur des solutions biologiques.
- Dans ces milieux, la concentration en ions H_3O^+ est très faible (souvent 10^{-7} à 10^{-3} mol·L⁻¹).
- La manipulation directe de ces valeurs n'était pas pratique.
- Il a donc utilisé une échelle logarithmique permettant de simplifier l'expression et la comparaison du degré d'acidité des solutions.

© sciencespartout.fr

20



21

Le logarithme est défini mathématiquement comme une fonction ne pouvant s'appliquer qu'à des nombres purs.

Le logarithme transforme une valeur en une autre échelle, mais cette transformation n'a aucun sens physique si une unité est impliquée.

Le log répond à : "Combien de fois plus grande (ou plus petite) qu'une référence ?"

On compare à une valeur de référence, ce qui élimine les unités.

Exemples :

- mesurer une hauteur par rapport au niveau de la mer.
- Cet immeuble fait 4 fois la hauteur du vôtre.

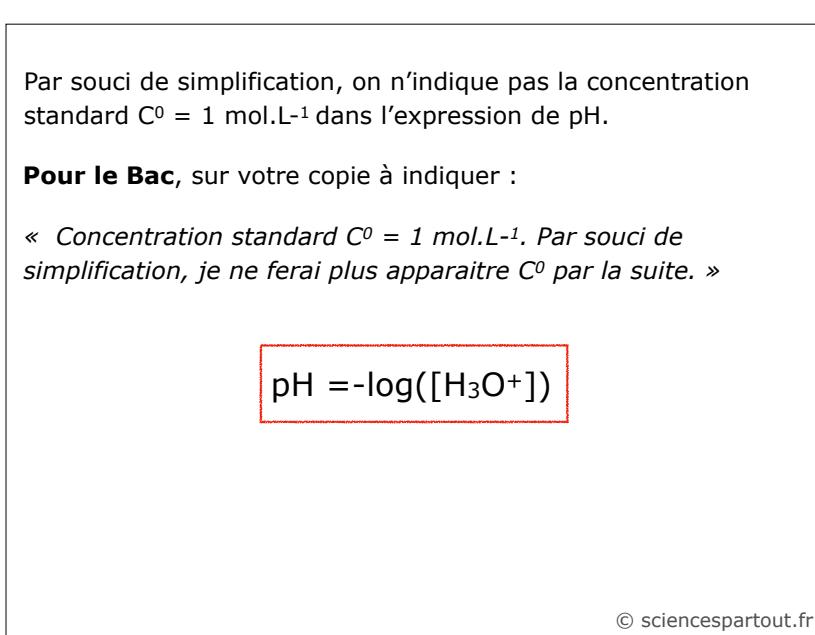
Pour être exact, on faudrait écrire

$$pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{C^0}\right)$$

C^0 est la concentration standard 1 mol.L⁻¹

© sciencespartout.fr

22



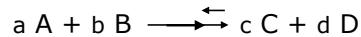
23

	Réaction totale	Réaction équilibrée
Définition	Une réaction est dite totale lorsque la totalité du réactif limitant est consommé à l'état final.	Une réaction est dite équilibrée (ou non totale) lorsqu'à l'état final il reste à la fois des réactifs et des produits dans le mélange. Dans ce cas, il n'y a pas de réactif limitant.
Équation	Pour une réaction totale, l'équation de réaction s'écrit avec une flèche simple : $aA + bB \rightarrow cC + dD$	Pour une réaction non totale (réaction équilibrée), l'équation de réaction s'écrit avec une double flèche : $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$
Avancement	L'avancement atteint sa valeur maximale, notée x_{\max} lorsque tout le réactif limitant est consommé.	L'avancement final de la réaction est inférieur à x_{\max} et s'écrit x_f .
Exemple	<ul style="list-style-type: none"> Combustion de méthane : $CH_4 + 2 O_2 \rightarrow CO_2 + 2 H_2O$ Acide fort dans l'eau : $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ 	<ul style="list-style-type: none"> Synthèse de l'ammoniac : $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2 NH_3$ Acide faible dans l'eau : $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

© sciencespartout.fr

24

Equilibre dynamique d'une réaction



Si C, D peuvent réagir pour former A et B

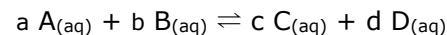
La flèche double indique que les deux transformations (directe et sens inverse) se produisent simultanément. On atteint ainsi l'état d'**équilibre dynamique** : Les deux transformations continuent d'avoir lieu, mais les quantités de matière de chaque espèce n'évoluent plus ; on est à l'état final d'équilibre.



Analogie de l'**équilibre dynamique** : le niveau d'eau reste constant car la quantité d'eau qui arrive est exactement compensée par la quantité d'eau qui s'écoule.

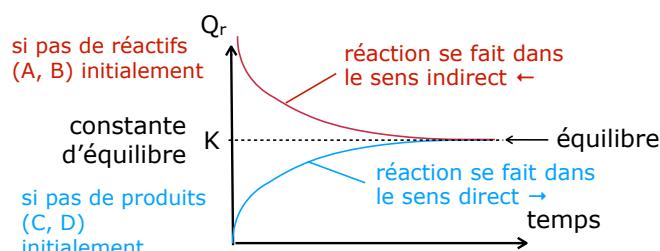
© sciencespartout.fr

25



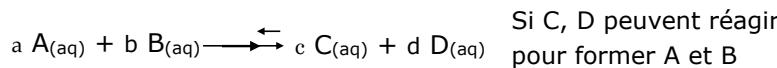
$$Q_r = \frac{[D]^d \times [C]^c}{[A]^a \times [B]^b} \longrightarrow K = \frac{[D]_{eq}^d \times [C]_{eq}^c}{[A]_{eq}^a \times [B]_{eq}^b}$$

Q_r varie avec le temps jusqu'à ce que l'équilibre caractérisé par la constante K soit atteint.



© sciencespartout.fr

27



$$Q_r = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b} \longrightarrow \frac{[C]_{eq}^c \times [D]_{eq}^d}{[A]_{eq}^a \times [B]_{eq}^b} = K$$

Lorsqu'un système siège d'une transformation non totale atteint un état final d'équilibre, son quotient de réaction est égal à la constante d'équilibre notée K(T) :

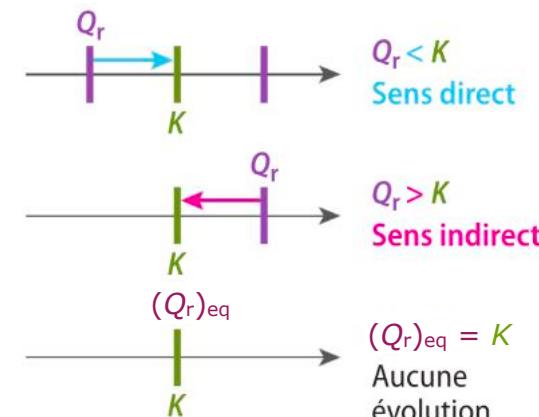
$$(Q_r)_{eq} = K(T)$$

Cette constante sans dimension, ne dépend que de la température et aucunement de la composition du système à l'état initial.

Cette constante est une caractéristique de la réaction équilibrée.

© sciencespartout.fr

26



Dans un système hors d'équilibre chimique, le système évolue dans le sens tel que le quotient de réaction Q_r s'approche et éventuellement atteigne la constante d'équilibre de la réaction K(T).

© sciencespartout.fr

28

