

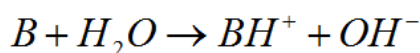
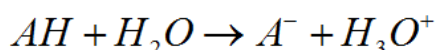
Professeur	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
Chapitre	Réactions acide - base (l'essentiel du cours + applications)
Niveaux	Bac français / 1 ^{ère} et 2 ^{ème} Bac International SM



Joannes Nicolaus Brønsted est un chimiste danois né le 22 février 1879 à Varde au Danemark, et mort le 17 décembre 1947 à Copenhague. Il est connu pour ses travaux sur la réaction chimique, et la formulation en 1923 de la théorie de Brønsted-Lowry des acides qui étend la théorie d'Arrhenius

1- C'est quoi un acide ? une Base ?

- Un **acide** est une entité chimique qui en solution cède des ions H^+
 - Une **base** est une entité chimique qui en solution capte des ions H^+
- Un acide ou une base se dissocient dans l'eau selon les demi-équations



AH/A^- forme un couple acide base BH^+/B forme un couple acide base

2- Force des acides et des bases

Un acide sera d'autant plus fort que sa capacité à émettre des ions H^+ est grande

Une base sera d'autant plus forte que sa capacité à capter des ions H^+ est grande.

Le caractère acido-basique est lié à $[H_3O^+]$ présent dans la solution.

Afin de ramener l'échelle de force des acides et des bases sur une plage variant de 1 à 14 on utilise le PH (potentiel d'hydrogène)

$$PH = -\log_{10} [H_3O^+] \quad [H_3O^+] = 10^{-PH}$$

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

Plus $[H_3O^+]$ est grande plus le PH est faible

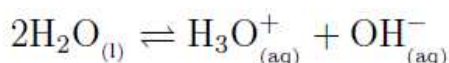
3- Cas de l'eau H_2O

a) Que contient l'eau ?

L'eau contient des molécules H_2O et des ions OH^- et H_3O^+

b) Autoprotolyse de l'eau

Dans l'eau se produit une transformation chimique limitée, on la modélise par ce qu'on appelle l'autoprotolyse de l'eau, dont l'équation est :



c) Produit ionique de l'eau

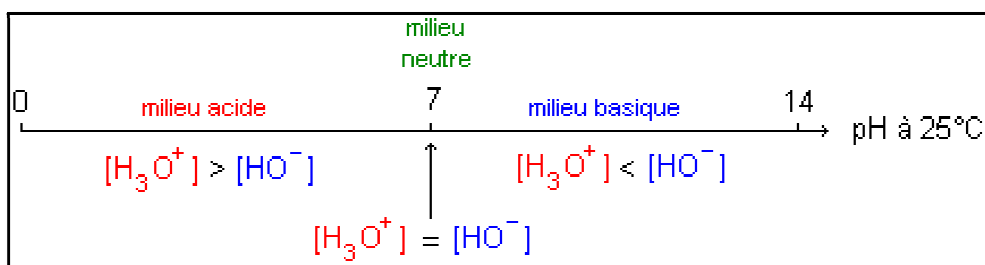
$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{HO}^-] \quad K_e = 10^{-14} \text{ à } 25^\circ \text{C}$$

K_e est une constante ne dépend que de la température

$$\text{p}K_e = -\log K_e \quad K_e = 10^{-\text{p}K_e} \quad \text{à } 25^\circ \text{C on a } K_e = 10^{-14} \text{ donc } \text{p}K_e = 14$$

4- Mesure du PH

- Avec du papier pH : On dépose un goutte de la solution à étudier sur le papier et on compare la couleur obtenue à celle d'une échelle de teinte. La précision est de 1 unité de pH.
- Avec un pH-mètre (c'est un millivoltmètre relié à deux électrodes « combinées"). La précision de la mesure est d'une décimale (on donne le résultat avec un chiffre après la virgule).



Attention

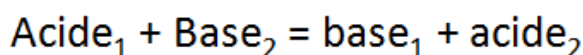
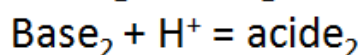
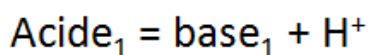
Une solution neutre est caractérisée par l'égalité des concentrations des ions H_3O^+ et OH^- et non par un $\text{pH}=7$

Pour une solution neutre, on a :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \quad K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \quad \text{p}K_e = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = -2\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2}\text{p}K_e$$

5- Ecriture des équations



6- PH des solutions

a) PH d'une solution d'acide fort

Réagissent totalement avec l'eau suivant l'équation: $AH + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$

L'acide AH n'existe donc pas dans l'eau ; il est sous la forme A^- et H_3O^+

Toutes les molécules AH se sont transformées en H_3O^+

Donc le PH d'un acide fort est

$$PH = -\text{Log}(C)$$

b) PH d'une solution base forte

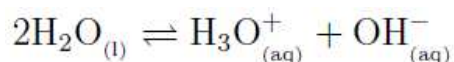
Certains bases B, appelés bases fortes, réagissent totalement avec l'eau suivant l'équation: $B + H_2O \rightarrow BH^+ + OH^-$

La base B n'existe donc pas dans l'eau ; elle est sous la forme BH^+ & OH^-

$$PH = PKe + \text{Log}(C)$$

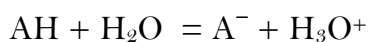
Démonstration => utilisez la définition du PH ainsi que le produit ionique de l'eau

Quand on mélange un acide fort et une base forte l'équation finale se réduit à



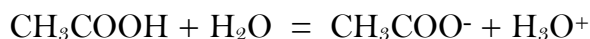
c) Cas d'acides faibles

Certains acides faibles, réagissent partiellement avec l'eau suivant l'équation:



A la fin de la réaction, toutes les espèces figurant dans l'équation sont présentes, en particulier AH et A^- .

Cette réaction partielle (ou limitée) conduit à un état d'équilibre.



Lors d'un équilibre chimique les concentrations se figent et on définit une constante d'équilibre qui ne dépend que du couple acide base considéré et de la température

Il y a donc très peu d'eau qui réagit. La concentration de l'eau durant la réaction est, pour cela, une constante, et peut être incluse dans la valeur de K. Cela donne lieu à une constante d'équilibre connue comme constante d'acidité

$$K_a = K[H_2O] = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

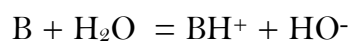
Plus le K_a est grand plus l'acide est fort

$$pH = pK_a + \log \frac{[Base]}{[Acide]}$$

Démonstration => utilisez la définition du PH

d) Cas des bases faibles

Un équilibre semblable existe quand une base faible est dissoute dans l'eau. La base retirera un proton de l'eau pour former la base conjuguée



Cet équilibre possède sa constante particulière K_b , connue comme constante de basicité. Tout comme pour la constante d'acidité, c'est la constante d'équilibre multipliée par la concentration de l'eau.

$$K_b = K[H_2O] = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

Plus le K_b est grand plus la base est forte

$$K_a \times K_b = K_e$$

7- Prédiction des réactions acide - base

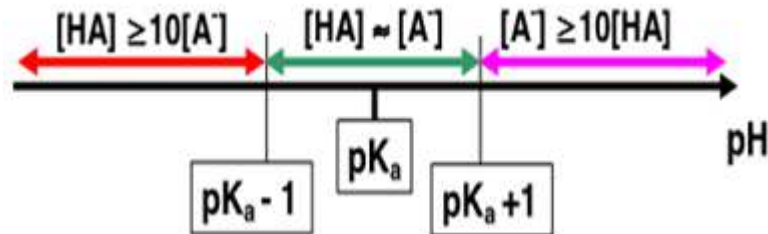
Question en mettant en présence deux couples acide1/base1 et acide2/base2 Comment je peux savoir quel acide agit avec quelle base ?

Réponse L'acide du couple qui a le plus grand K_a réagit avec La base du couple qui a le plus faible K_a

8- Domaine de prédominance

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Base}]}{[\text{Acide}]}$$

Il s'agit de la prédominance de la forme acide et base d'un même couple en fonction du PH. Le K_a et le pK_a sont des constantes pour un couple donné



9- Les indicateurs colorés

Un indicateur coloré est un couple acide/base conjuguée dont la forme acide et la forme basique ont des couleurs différentes en solution.

La zone de virage est caractéristique d'un indicateur coloré.



10- Applications

Exercice 1

- Donner les deux couples acide-base dans lesquels figure l'espèce amphotère HCO_3^- (aq).
- Donner les espèces conjuguées des entités suivantes : CH_3COO^- – $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ – HCOOH – $\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-$ – SO_3^{2-} .

Exercice 2

Pour soulager les brûlures d'estomac il arrive d'utiliser du bicarbonate de sodium, poudre blanche disponible dans le commerce et de formule $\text{NaHCO}_{3(s)}$.

1. Écrire l'équation de dissolution du bicarbonate de sodium dans l'eau.
L'ion hydrogénocarbonate intervient comme base pour neutraliser l'excès d'acide chlorhydrique sécrété dans l'estomac. Il s'ensuit un dégagement du dioxyde de carbone (évacué par une éructation ou « rot »).
2. Donner les deux couples acide-base intervenant dans la réaction de l'acide chlorhydrique avec les ions hydrogénocarbonate (voir exercice 1).
3. Écrire l'équation de la réaction de neutralisation.

Exercice 3

L'équation de titrage d'une solution de méthylamine par une solution d'acide chlorhydrique est : $\text{CH}_3 - \text{NH}_{2(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3 - \text{NH}_3^+_{(aq)}$.

Écrire les deux demi-équations correspondant aux deux couples en jeu.

Exercice 4

1- Ecrire les demi-réactions acido-basiques relatives à :

a- L'acide nitreux $\text{HNO}_{2(aq)}$.

b- L'ammoniac $\text{NH}_{3(aq)}$.

2- En déduire l'équation de la réaction entre l'acide nitreux et l'ammoniac.

Solutions

Exercice 1

1. $\text{HCO}_3^-_{(aq)}$ acide et est capable de céder un H^+ : $\text{HCO}_3^- = \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ et donc $\text{HCO}_3^-_{(aq)} / \text{CO}_3^{2-}_{(aq)}$ (**Ion hydrogénocarbonate/ion carbonate**).
 $\text{HCO}_3^-_{(aq)}$ base et est capable de capter un H^+ : $\text{HCO}_3^-_{(aq)} + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{CO}_{3(aq)}$
et donc $\text{H}_2\text{CO}_{3(aq)} / \text{HCO}_3^-_{(aq)}$ (**Acide carbonique/ion hydrogénocarbonate**).

Remarque:

Il arrive de considérer à la place du dernier couple, le couple $\text{CO}_{2(aq)}, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-_{(aq)}$:
 $\text{CO}_{2(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{H}^+_{(aq)} + \text{HCO}_3^-_{(aq)}$

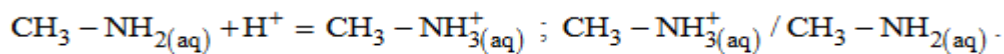
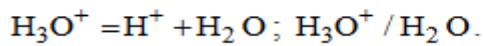
Cela revient à tenir compte de l'équation bilan : $\text{CO}_{2(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{H}_2\text{CO}_{3(aq)}$

2. $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^- - \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ / \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 - \text{HCOOH} / \text{HCOO}^- - \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 / \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^- - \text{HSO}_3^- / \text{SO}_3^{2-}$

Exercice 2

1. $\text{NaHCO}_{3(s)} \xrightarrow{\text{eau}} \text{Na}_{(\text{aq})}^{+} + \text{HCO}_{3(\text{aq})}^{-}$
2. L'acide chlorhydrique : $\left\{ \text{H}_3\text{O}^{+} + \text{Cl}_{(\text{aq})}^{-} \right\}$ correspond au couple $\text{H}_3\text{O}^{+} / \text{H}_2\text{O}$
Comme il y a dégagement de dioxyde de carbone, on considérera le couple $\text{CO}_{2(\text{aq})}, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_{3(\text{aq})}^{-}$
3. Les demi-équations sont : $\text{H}_3\text{O}^{+} = \text{H}^{+} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{HCO}_{3(\text{aq})}^{-} + \text{H}^{+} = \text{CO}_{2(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}$
Le bilan est un transfert de proton : $\text{HCO}_{3(\text{aq})}^{-} + \text{H}_3\text{O}^{+} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{g})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(1)}$
L'acide est neutralisé par une base avec production de l'eau.

Exercice 3



Exercice 4

1- Les demi-réactions acido-basiques



2- Equation de la réaction :

