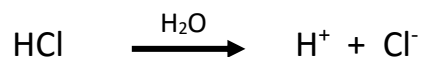


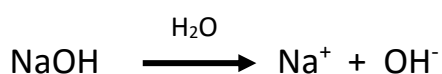
Les acides et les bases : Le modèle d'Arrhenius

Définitions

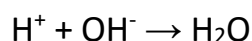
- Un **acide** est une substance qui, dissoute dans l'eau, libère des ions H^+



- Une **base** est une substance qui, dissoute dans l'eau, libère des ions OH^-



Les acides et les bases sont tous deux corrosifs. Cependant, ils se neutralisent mutuellement pour former de l'eau.



Les failles du modèle d'Arrhenius

- L'ion H^+**

L'hydrogène est un élément non métallique. Il est donc incapable de perdre son électron et de former un ion H^+ . Si cet ion est grandement utilisé, soit dans un but pédagogique, soit dans un but de simplification, en réalité il n'existe pas.

- Le comportement basique de NH_3**

L'ammoniaque est une base. Cette substance neutralise les acides, donne aux indicateurs colorés la couleur qu'ils présentent en milieu basique et possède toutes les autres propriétés des bases. Cependant ce comportement basique ne peut-être expliqué à l'aide du modèle d'Arrhenius. En effet, comment NH_3 pourrait-il libérer un ion OH^- alors que sa formule moléculaire ne contient aucun atome d'oxygène ?

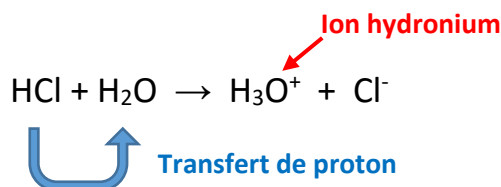
- L'importance de l'eau**

Enfin, les définitions du modèle d'Arrhenius accordent une grande importance à l'eau et ne permet pas donc pas d'expliquer le comportement acide ou basique dans un autre solvant.

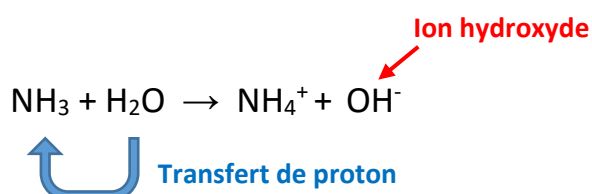
Le modèle de Brønsted

Définitions

- Un **acide** est un donneur de protons H^+



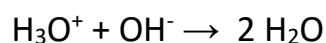
- Une **base** est un accepteur de protons H^+



Le modèle de Brønsted décrit donc une réaction acido-basique comme un **transfert de protons** entre deux substances et comble les failles du modèle d'Arrhenius :

- Ce modèle n'envisage pas l'existence de l'ion H^+ en tant qu'espèce chimique isolée
- Ce modèle permet d'expliquer le comportement basique de NH_3 et montre comment cette substance induit l'apparition de l'ion OH^- en solution aqueuse
- Ce modèle permet d'expliquer le comportement acide ou basique dans un autre solvant que l'eau

Comme le modèle d'Arrhenius, le modèle de Brønsted permet d'expliquer aisément la neutralisation d'un acide par une base :



Remarquons cependant que dans beaucoup de cas, l'utilisation du modèle de Brønsted est superflue. Celui-ci n'a d'intérêt que lorsque l'on est confronté à une base comme NH_3 ou que l'on envisage un système chimique dans un autre solvant que l'eau, ce que nous ne ferons pas dans le cadre de ce cours. Pour cette raison et dans un souci de simplification, nous utiliserons préférentiellement le modèle d'Arrhenius chaque fois que l'utilisation du modèle de Brønsted peut être évitée.

Acide fort - acide faible / Base forte - base faible

- Un **acide fort** se dissocie entièrement au contact de l'eau. La réaction de dissociation est complète. Toutes les molécules présentes se dissocient pour libérer H⁺. Exemple : HCl



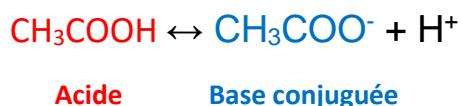
- Un **acide faible** en revanche ne se dissocie pas complètement au contact de l'eau. Seule une partie des molécules se dissocient pour libérer H⁺. La réaction de dissociation est équilibrée et s'écrit avec une double flèche. Exemple : CH₃COOH (Acide acétique, vinaigre)



Bien entendu, la distinction entre base forte et base faible repose sur le même principe.

Couple acido-basique

Le composé qui résulte de la perte d'un proton par un acide est appelé base conjuguée de l'acide concerné.



Un **couple acido-basique** est constitué d'un acide et de sa base conjuguée.



Important

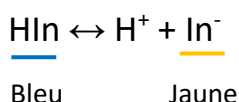
La base conjuguée d'un acide fort est qualifiée de base neutre. En effet, puisque la dissociation d'un acide fort est complète, cela signifie que la réaction inverse ne peut pas se produire et que sa base conjuguée est incapable d'accepter un proton.

La base conjuguée d'un acide faible est une base faible. En effet, puisque la dissociation d'un acide faible est incomplète, cela signifie que la réaction inverse se produit également dans le système, et est bien entendu également incomplète.

Les indicateurs colorés

Un indicateur coloré est une substance qui change de couleur selon qu'elle se trouve sous sa forme acide ou sous sa forme de base conjuguée.

Les indicateurs colorés sont en général des molécules de formules moléculaires complexes. On peut cependant simplifier leur étude en les représentant par la formule HIn dans laquelle H représente l'atome d'hydrogène relarguable de la fonction acide et In le reste de la formule moléculaire de l'indicateur. Avec ce modèle, on peut résumer le fonctionnement d'un indicateur coloré par l'équation suivante :



Les couleurs mentionnées ne constituent qu'un exemple imaginaire, chaque indicateur possède un jeu de couleurs qui lui est propre

Addition d'acide (+ H^+) Addition de base (+ OH^-)

Si on place une petite quantité d'indicateur dans de l'eau, les deux espèces sont présentes et la couleur perçue est constituée du mélange de leurs couleurs respectives

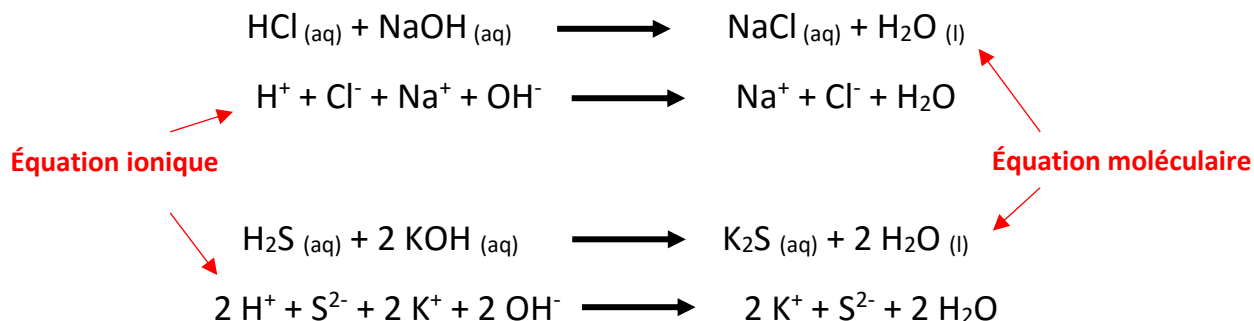
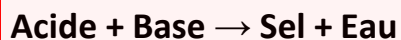
Si on rajoute un acide (H^+), l'augmentation de la concentration en H^+ pousse le système à les associer avec In^- pour former HIn .

Si l'indicateur est présent en petite quantité, tous les In^- disparaissent. La couleur de la solution devient celle de HIn .

Si on rajoute une base (OH^-), Les ions OH^- réagissent avec les H^+ pour former de l'eau. La diminution de la concentration en H^+ pousse alors le système à dissocier des HIn pour libérer d'autres H^+ . HIn disparaît de la solution et celle-ci prend la couleur des In^- .

Le principe de Le Chatelier

Si on exerce une modification sur un système à l'équilibre, celui-ci réagit afin de minimiser cette modification.

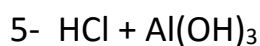
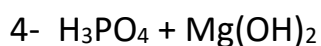
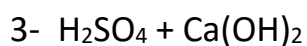
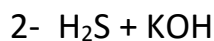
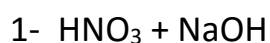
Les réactions de neutralisation

Les réactions de neutralisation qui mettent en œuvre un acide fort ou une base forte sont toujours complètes. Seule la neutralisation d'un acide faible par une base faible est équilibrée.

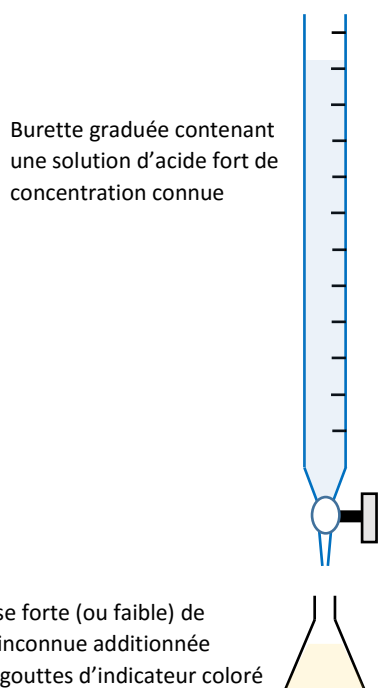
Remarque : L'étude des réactions de neutralisation via le modèle de Brønsted, nécessaire pour résoudre un problème avec une base telle que NH_3 , est réservée aux classes de sciences générales et ne sera donc pas abordée.

Exercices

Écrire les équations ioniques et moléculaires des réactions de neutralisation suivantes :



Le titrage acido-basique



Principe de base d'un titrage

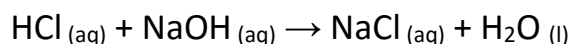
On laisse couler l'acide goutte à goutte dans la solution inconnue. Lorsque le nombre de moles de H^+ est égal au nombre de moles de OH^- présent dans la solution inconnue, celle-ci change de couleur et on ferme le robinet. Les graduations de la burette permettent de déterminer avec précision la quantité d'acide ajouté.

En développant, il est alors possible de calculer avec précision la concentration en base de la solution inconnue.

Bien entendu, il est également possible de titrer une solution acide de concentration inconnue à l'aide d'une solution basique de concentration connue.

Exemple 1

Titration d'une solution inconnue de NaOH à l'aide d'une solution de HCl de concentration connue.



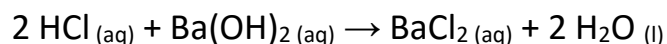
Dans cet exemple, il faut une mole d'acide pour neutraliser une mole de base. On peut donc écrire :

$$n_{\text{acide}} = n_{\text{base}}$$

$$C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$$

Exemple 2

Titration d'une solution inconnue de $Ba(OH)_2$ à l'aide d'une solution de HCl de concentration connue.



Dans cet exemple, il faut deux moles d'acide pour neutraliser une mole de base. On peut donc écrire :

$$n_{\text{acide}} = 2 \cdot n_{\text{base}}$$

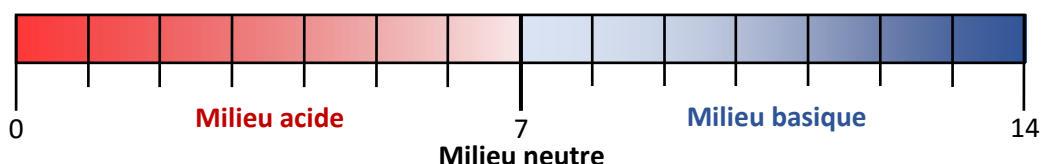
$$C_a \cdot V_a = 2 \cdot C_b \cdot V_b$$

Exercices

- 1- On titre 20 ml d'une solution d'acide acétique (CH_3COOH) de concentration inconnue avec une solution de NaOH à 0,5 mol/L. Le virage a lieu après addition de 35,6 ml de NaOH .
Écrire l'équation moléculaire de la réaction et calculer la concentration en acide acétique de la solution inconnue.
- 2- On titre 50 ml d'une solution de KOH de concentration inconnue avec une solution de H_2SO_4 à 1,5 mol/L. Le virage a lieu après addition de 22,3 ml de H_2SO_4 .
Écrire l'équation moléculaire de la réaction et calculer la concentration en KOH de la solution inconnue.
- 3- On titre 30 ml d'une solution de H_3PO_4 de concentration inconnue avec une solution de NaOH à 2 mol/L. Le virage a lieu après addition de 41,8 ml de NaOH .
Écrire l'équation moléculaire de la réaction et calculer la concentration en H_3PO_4 de la solution inconnue.

L'échelle de pH

Le pH est une mesure de l'acidité (ou de la basicité) d'un milieu. On a coutume de dire que l'échelle de pH va de 0 à 14, cependant ce n'est pas tout à fait exact puisque dans certains cas extrêmes, le pH peut être inférieur à 0 ou supérieur à 14.



Le pH se calcule par la relation suivante :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

L'échelle de pH est donc une échelle logarithmique. Un écart d'une unité sur l'échelle de pH représente un facteur 10 du point de vue de l'acidité ou de la basicité.

En d'autres termes, une solution à pH 3 est 10 fois plus acide qu'une solution à pH 4.

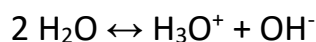
Quelques exemples de la vie courante :

- Déboucheur à l'acide sulfurique : < 0
- Suc gastrique : 1
- Coca-cola light lemon : 1,5
- Jus de citron : entre 2 et 2,5
- Coca-cola : 2,5
- Vinaigre : entre 3 et 4
- Jus de pomme : entre 3 et 4
- Eau gazeuse : entre 5 et 5,5
- Eau pure exposée à l'air libre : entre 6 et 6,5
- Eau parfaitement pure (après ébullition et refroidissement) : 7
- Eau de mer : 8
- Eau de javel : 11
- Destop : 14

Calcul du pH d'une solution

1- L'autoprotolyse de l'eau

L'eau est à la fois un acide et une base. En effet, il s'y produit en permanence la réaction suivante :



La constante d'équilibre de cette réaction égale 10^{-14} , ce qui signifie que seule une toute petite proportion des molécules d'eau d'une solution subit cette dissociation. On peut tirer de cette observation la loi suivante, qui est valable pour toute solution aqueuse :

$$[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

2- Calcul du pH d'une solution d'acide fort

Un acide fort se dissocie complètement au contact de l'eau.



Nous pouvons en déduire que la concentration en H_3O^+ égale la concentration de l'acide.

Exemple : pH d'une solution de HCl concentrée à 0,05 mol/L

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$\rightarrow \text{pH} = -\log 0,05 = 1,3$$

3- Calcul du pH d'une solution de base forte

Une base forte se dissocie complètement au contact de l'eau



La concentration en OH^- est donc égale à la concentration de la base. A partir de celle-ci et de la loi d'autoprotolyse de l'eau, nous pouvons donc en tirer la concentration en H_3O^+ .

Exemple : pH d'une solution de NaOH concentrée à 0,05 mol/L

$$[\text{OH}^-] = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$\rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14}/0,05 = 2 \cdot 10^{-13}$$

$$\rightarrow \text{pH} = -\log(2 \cdot 10^{-13}) = 12,7$$

Remarques :

- *Le calcul du pH d'un diacide fort ou d'un triacide fort tels que H_2SO_4 ou H_3PO_4 est beaucoup plus complexe car seule la perte du premier proton de ces composés est complète. Ces cas particuliers ne sont pas abordés dans le cadre du cours de sciences de base.*
- *Le calcul du pH d'un acide faible ou d'une base faible est réservé aux sciences générales et ne sera donc pas non plus abordé dans le cadre de ce cours. Remarquons cependant qu'en pages 5 et 6 du chapitre sur les équilibres chimiques abordé en 5^{ème}, nous avons calculé la concentration en H^+ d'une solution d'acide acétique. Sachant que $K_c = K_a$, que $K_a = 10^{-\text{p}K_a}$ et qu'il existe des tables de ces $\text{p}K_a$, vous êtes en fait tout à fait capables d'effectuer un tel calcul.*

Exercices

- 1- Calculer le pH d'une solution de HCl concentrée à $3 \cdot 10^{-3}$ mol/L.
- 2- Calculer le nombre de moles de NaOH contenues dans 100 ml d'une solution à pH 10 de ce composé.
- 3- Un chimiste place 2 g de NaOH dans un matras de 1L avant d'ajuster au trait avec de l'eau. Calculer le pH de la solution obtenue.
- 4- Sur une bouteille d'esprit de sel de grande distribution, on peut lire : « HCl 37% massique ; $d=1,19$ ». Un chimiste place 3 ml de cette solution dans un matras de 250 ml avant d'ajuster au trait avec de l'eau. Calculer le pH de la solution obtenue.
- 5- Calculer la masse de potassium contenue dans 500 ml d'une solution à pH 11 de KOH.
- 6- Un chimiste mélange 5 ml d'une solution de HCl à pH 1,5 avec 30 ml d'une solution de NaOH à pH 13. Calculer le pH de la solution obtenue.