



Acides et bases

ACIDES ET BASES AU QUOTIDIEN

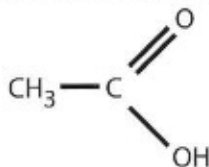
Les acides et les bases sont présents partout dans notre vie quotidienne : le **jus de citron** est un acide que



nous connaissons tous. Nous possédons en effet des récepteurs particuliers nous permettant de reconnaître le goût acide. Les bases sont moins connues mais tout aussi présentes : le savon est une base. Mais quel intérêt ont-ils ? Le calcaire, responsable de l'assèchement des cheveux, est dissout par les acides. Certaines personnes utilisent donc du jus de citron en complément du shampooing pour se laver les cheveux. Les acides puissants sont présents dans certains produits d'entretien pour nettoyer des surfaces métalliques. L'eau de javel est une solution basique qui sert à désinfecter les sanitaires. La chaux, obtenue par chauffage à haute température de pierre calcaire, est une base utilisée dans l'industrie et l'agriculture pour assécher et détruire les composés organiques riches en eau.

THÉORIE DES ACIDES ET DES BASES

Mais comment a-t-on créé une théorie des acides et des bases ? Il y a 5 000 ans en Mésopotamie, fut inventé le premier acide : le vinaigre.



Il s'agissait en fait d'**acide acétique** produit lors de la fermentation du vin. Le vinaigre resta le seul acide connu jusqu'au Moyen Âge. Diverses substances basiques comme le natron (carbonate et bicarbonate de sodium) ou la chaux, étaient également connues dans l'Antiquité pour leur caractère caustique : elles brûlaient les tissus de l'organisme. Entre le x^{e} et le x^{e} siècle, les alchimistes découvrirent la préparation d'acides beaucoup plus forts : les acides chlorhydrique, sulfurique et nitrique. Certaines propriétés de ces acides furent

rapidement reconnues : le dépôt d'acide sur une substance peut la faire changer de couleur. En 1754, Guillaume Rouelle, chimiste français, montra que les acides et les bases réagissent entre eux et se neutralisent mutuellement en formant une molécule neutre (c'est-à-dire ni acide ni basique). En 1887, le chimiste et physicien suédois **Svante Arrhenius** propose



une première définition des acides et des bases : un acide produit des ions hydrogènes H^+ en solution, tandis qu'une base produit des ions hydroxydes HO^- . La théorie des acides et des bases fut ensuite affinée par Brønsted et Lowry en 1923. Elle fut enfin généralisée au transfert d'électrons par Lewis à la même époque.

DÉFINITIONS ET RAPPELS

- Une espèce chimique est un corps pur auquel correspond une formule chimique.
- Un proton correspond à un atome d'hydrogène ayant perdu un électron.
- Un acide est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs protons H^+ .
- Une base est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons H^+ .

On peut écrire l'équation : $\text{Acide} \rightarrow \text{Base} + \text{H}^+$. Elle est appelée demi-équation car elle ne traduit pas une réaction chimique réelle mais un mécanisme fictif qui explique la formation de nouveaux composés. En effet, les protons n'existent pas sous forme libre.

À chaque acide correspond sa base. On parle de couple acido-basique : Acide/Base. L'acide et la base sont dits conjugués. Exemple : le couple HCl/Cl^- est un couple acido-basique qui correspond à la demi-équation : $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$. On dit que Cl^- est la base conjuguée de HCl et HCl l'acide conjugué de Cl^- .

• Une réaction acido-basique est une réaction entre deux couples Acide/Base : l'acide du premier couple réagit avec la base du deuxième couple et lui cède un proton. Prenons deux couples : A_1/B_1 et A_2/B_2 . On a les demi-réactions suivantes : $\text{A}_1 \rightarrow \text{B}_1 + \text{H}^+$ et $\text{B}_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{A}_2$. En sommant ces deux équations et

en éliminant les protons de chaque côté de la flèche, on obtient l'équation suivante : $\text{A}_1 + \text{B}_2 \rightarrow \text{A}_2 + \text{B}_1$. Cette équation correspond à une réaction acido-basique réelle.

LES COUPLES DE L'EAU ET LES POLYACIDES

L'**EAU** H_2O est une espèce amphotère (ou ampholyte) : elle peut à la fois jouer le rôle de la base et celui de l'acide ; elle appartient à deux couples acido-basiques.

• Dans le couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$, l'eau joue le rôle de la base. Ce couple correspond à la demi-équation : $\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$.

• Dans le couple $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$, l'eau joue le rôle de l'acide. Ce couple correspond à la demi-équation : $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HO}^- + \text{H}^+$.

L'eau peut donc réagir sur elle-même : cette réaction s'appelle l'autoprotolyse de l'eau. Pour obtenir l'équation de cette réaction, on somme les demi-équations des deux couples de l'eau et on élimine les protons : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$. Il s'agit d'un équilibre dont l'état est décrit par le pH, caractérisant l'acidité du milieu.

LES POLYACIDES

Un polyacide est un acide qui peut céder plusieurs protons (au moins 2). Exemple : l'acide phosphorique H_3PO_4 est un triacide : il peut céder 3 protons. Les demi-équations correspondant aux pertes de protons successives sont les suivantes : (1^{re} acidité) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}^+$ (2^{ème} acidité) $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+$ (3^{ème} acidité) $\text{HPO}_4^{2-} \rightarrow \text{PO}_4^{3-} + \text{H}^+$. En sommant ces trois équations et en simplifiant, on obtient la demi-équation correspondant à la perte des 3 protons : $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{PO}_4^{3-} + 3\text{H}^+$. On remarque que l'ion dihydrogénophosphate H_2PO_4^- est un diacide et l'ion hydrogénophosphate HPO_4^{2-} est un acide simple. On peut de même définir les polybases : une polybase est une base capable de capter plusieurs protons. L'ion phosphate PO_4^{3-} est une tribase.

FORCE D'UN ACIDE ET D'UNE BASE

FORCE D'UN ACIDE

La force d'un acide caractérise sa réaction avec l'eau. L'équation de la réaction considérée est : $\text{Acide} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Base} + \text{H}_3\text{O}^+$. Cette équation provient de l'addition de deux demi-équations : $\text{Acide} \rightarrow \text{Base} + \text{H}^+$ et $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$. L'eau joue ici le rôle de la base. On introduit une quantité N_0 d'acide dans l'eau. On attend que les réactifs (ici l'eau et l'acide) cessent de réagir : on a alors atteint l'état d'équilibre. Si l'acide a été entièrement consommé, la réaction est dite totale et on parle d'acide fort.

À l'état d'équilibre, on a alors une certaine quantité de base dans la solution.

- L'acide chlorhydrique HCl est un acide fort. Il n'existe pas dans l'eau. Il réagit immédiatement avec l'eau pour donner des ions H_3O^+ et Cl^- . L'équation de cette réaction est : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$. S'il reste de l'acide non consommé, la réaction n'est pas totale et on dit que l'acide est faible.
- L'ion ammonium NH_4^+ est un acide faible. Il réagit partiellement avec l'eau pour donner l'ammoniac NH_3 et l'ion oxonium H_3O^+ . L'équation de cette réaction est : $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$.

FORCE D'UNE BASE

On peut de même définir la force d'une base. On considère alors la réaction de la base avec l'eau qui a pour équation : $\text{Base} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Acide} + \text{HO}^-$. Cette équation provient de l'addition des deux demi-équations : $\text{Base} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Acide}$ et $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HO}^- + \text{H}^+$. L'eau joue ici le rôle de l'acide. On introduit une quantité de base dans l'eau. On attend que les réactifs (ici l'eau et la base) cessent de réagir : on a alors atteint l'état d'équilibre. Si la base a été entièrement consommée, la réaction est dite totale et la base est dite forte. Par exemple, la soude est une base forte. S'il reste de la base non consommée, la réaction n'est pas totale et on dit que la base est faible. L'ammoniac NH_3 est une base faible.

CONSTANTE D'ACIDITÉ ET CONSTANTE D'ÉQUILIBRE

QU'EST-CE QU'UNE CONSTANTE D'ÉQUILIBRE ?

On rappelle qu'une solution aqueuse

est une phase liquide contenant plusieurs espèces chimiques : l'eau, le solvant, y est très majoritaire ; d'autres espèces chimiques, les solutés, y sont très minoritaires. Un réactif est une espèce chimique présente à l'état initial et participant à la réaction considérée. Un produit est une espèce chimique obtenue lors de la réaction considérée et présente à l'état final. La concentration C d'une espèce chimique dans un bécher est le quotient de la quantité de matière de l'espèce chimique introduite par le volume total contenu dans le bécher : $C = n/V$, avec n la quantité de matière de l'espèce chimique introduite et V le volume total contenu dans le bécher. Lorsque le volume V est constant, C augmente si n augmente.

Nous étudierons la constante d'équilibre dans le cas d'une solution aqueuse. Considérons une réaction chimique simple : $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$ (R). Cette réaction met en jeu 2 réactifs, A et B, et 2 produits, C et D. Notons [A], [B], [C] et [D] les concentrations respectives des espèces chimiques A, B, C et D à l'état d'équilibre.

Si l'eau n'intervient pas dans la réaction, la constante d'équilibre K de la réaction chimique d'équation (R) est définie par : $K = \frac{[\text{C}][\text{D}]}{[\text{A}][\text{B}]}$. C'est une grandeur sans dimension. K augmente quand [C] et [D] augmentent ou [A] et [B] diminuent. La constante de réaction est donc d'autant plus grande qu'il y a de produits formés et de réactifs consommés.

Exemple : on considère la réaction acido-basique d'équation : $\text{NH}_4^+ + \text{F}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{HF}$. On a $K = \frac{[\text{HF}][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+][\text{F}^-]}$ et K est d'autant plus grande qu'il y a de NH_3 et de HF formés. Si l'eau intervient, il suffit de prendre sa concentration égale à 1. Ainsi si $\text{A} = \text{H}_2\text{O}$, on a $K = \frac{[\text{C}][\text{D}]}{[\text{B}]}$.

Remarque : on peut généraliser la notion de constante d'équilibre en solution aqueuse pour une réaction mettant en jeu plus de 2 réactifs et plus de 2 produits ; K est un quotient : le numérateur correspond à la multiplication des concentrations des produits solutés formés et le dénominateur à la multiplication des concentrations des réactifs solutés.

CONSTANTE D'ACIDITÉ

La constante d'acidité K_a n'est qu'un cas particulier de constante d'équilibre. Il s'agit de la constante d'équilibre associée à la réaction

Échelle de pH

pH=1
Acide des accumulateurs.

pH=2
Jus de citron.

pH=3



Vinaigre.

pH=6,5



Lait.

pH=7
Eau pure.

pH=8,5



Eau de mer.

pH=10,5
Lait de magnésie.

pH=12
Ammoniaque.

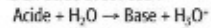
pH=13
Hydroxyde de potassium.

L'acide fluoro-antimonique

(SbF₆)⁻, (H₂F)⁺

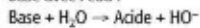
20 milliards de fois plus corrosif que l'acide sulfurique

d'un acide avec l'eau :



On a donc $K_A = \frac{[H_3O^+][Base]}{[Acide]}$. Cette constante caractérise le couple Acide/Base considéré. Plus il y a de base créée, plus la réaction est totale, plus K_A est grand et plus l'acide est fort. Inversement, plus K_A est petit, plus l'acide est faible.

Par commodité, on utilise aussi souvent le pK_A d'un couple acido-basique. Ce pK_A est défini par $pK_A = -\log_{10}(K_A)$. On peut de même définir la constante de basicité K_B. Il s'agit de la constante d'équilibre associée à la réaction de la base avec l'eau :



On a donc $K_B = \frac{[HO^-][Acide]}{[Base]}$. Plus K_B est grand, plus la base est forte. Par commodité, on définit aussi le pK_B par : $pK_B = -\log_{10}(K_B)$.

LIEN ENTRE CONSTANTES D'ACIDITÉ ET D'ÉQUILIBRE

CAS PARTICULIER D'UN POLYACIDE

Considérons l'acide phosphorique H₃PO₄. Lors de la perte du premier proton, l'équation de la réaction est : H₃PO₄ + H₂O → H₂PO₄⁻ + H₃O⁺. Pour le 1^{er} couple H₃PO₄/H₂PO₄⁻, on a donc $K_{A1} = \frac{[H_2PO_4^-][H_3O^+]}{[H_3PO_4]}$. Lors de la perte du deuxième proton, l'équation de la réaction est : H₂PO₄⁻ + H₂O → HPO₄²⁻ + H₃O⁺.

Pour le deuxième couple H₂PO₄⁻/HPO₄²⁻, on a donc $K_{A2} = \frac{[HPO_4^{2-}][H_3O^+]}{[H_2PO_4^-]}$. Lors de la perte du troisième et dernier proton, l'équation de la réaction est : HPO₄²⁻ + H₂O → PO₄³⁻ + H₃O⁺. Pour le troisième couple HPO₄²⁻/PO₄³⁻, on a donc $K_{A3} = \frac{[PO_4^{3-}][H_3O^+]}{[HPO_4^{2-}]}$.

Considérons la réaction globale de pertes des 3 protons : H₃PO₄ + 3H₂O → PO₄³⁻ + 3H₃O⁺ (on l'obtient en sommant les équations précédentes). La constante d'équilibre K de cette réaction est définie par : $K = \frac{[PO_4^{3-}][H_3O^+]^3}{[H_3PO_4]}$. On remarque que $K = K_{A1} \times K_{A2} \times K_{A3}$.

CAS D'UNE RÉACTION ACIDO-BASIQUE

On considère les couples acido-basiques A1/B1 et A2/B2. On fait réagir A1 et B2.

L'équation de réaction est la suivante : A1 + B2 → A2 + B1. La constante d'équilibre de cette réaction est :

$$K = \frac{[A2][B1]}{[A1][B2]}$$

Or pour les deux couples acido-basiques, on a $K_{A1} = \frac{[B1][H_3O^+]}{[A1]}$ et $K_{A2} = \frac{[B2][H_3O^+]}{[A2]}$. Donc $K = K_{A1} / K_{A2}$.

On peut donc exprimer les constantes d'équilibre de réactions acido-basiques grâce aux constantes d'acidité des couples mis en jeu.

CAS PARTICULIER DE L'EAU

Considérons la réaction d'autoprotolyse de l'eau : 2H₂O → H₃O⁺ + HO⁻. Le premier couple mis en jeu est H₂O/HO⁻ et K_{A1} = 10⁻¹⁴. Le deuxième couple mis en jeu est H₃O⁺/H₂O et K_{A2} = 1. Cette réaction a une constante particulière, notée K_E et appelée le produit ionique de l'eau.

On a $K_E = [H_3O^+][OH^-] = K_{A1}/K_{A2} = 10^{-14}$. Cette relation est valable dans toute solution aqueuse et permet de relier la concentration en ions HO⁻ à la concentration en ions H₃O⁺.

NOTION DE PH ET DOMAINES DE PRÉDOMINANCE

Le potentiel hydrogène (pH) mesure la concentration en protons d'une solution. Dans l'eau, les protons sont présents sous forme d'ions oxonium H₃O⁺.

Par définition, $pH = -\log_{10}[H_3O^+]$. En solution aqueuse, 0 < pH ≤ 14.

L'eau pure a un pH égal à 7. On parle de pH neutre : l'eau n'est ni un acide ni une base.

Si pH < 7, la solution est acide car la concentration en ions oxonium est élevée.

Si pH > 7, la solution est basique car la concentration en ions oxonium est faible.

Pour un jus de citron, pH = 2.4. Le jus de citron est donc une boisson très acide.



Pour un **savon**, pH ≈ 9,5. Un savon est très basique.

Mais existe-t-il une relation entre le pH d'une solution aqueuse contenant un couple

Acide/Base et le pK_A de ce couple ?

On rappelle que $K_A = \frac{[H_3O^+][Base]}{[Acide]}$. Donc $-\log_{10}(K_A) = -\log_{10} \left(\frac{[H_3O^+][Base]}{[Acide]} \right)$.

Soit $pK_A = pH - \log_{10} \left(\frac{[Base]}{[Acide]} \right)$. D'où $pH = pK_A + \log_{10} \left(\frac{[Base]}{[Acide]} \right)$.

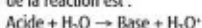
On remarque donc que :
• si [Acide] > [Base] alors l'acide est majoritaire et pH < pK_A. On dit que l'acide est prédominant.

• si [Base] > [Acide] alors la base est majoritaire et pH > pK_A. On dit que la base est prédominante.

CALCUL DE pH

ACIDE FORT

On introduit une quantité N₀ d'acide fort dans l'eau. Il réagit totalement pour former sa base conjuguée. L'équation de la réaction est :

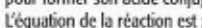


Notons C₀ la concentration de l'acide introduit et V le volume de la solution. On a C₀ = N₀/V.

Il se forme autant de base que d'ions H₃O⁺ : on a donc [Base] = [H₃O⁺] car le volume V est constant et les quantités de matières sont égales. Comme la réaction est totale, [Base] = C₀. Donc $pH = -\log_{10}(C_0)$.

BASE FORTE

On introduit une quantité N₀ de base forte dans l'eau. Elle réagit totalement pour former son acide conjugué.



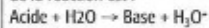
Notons C₀ la concentration de la base introduite et V le volume de la solution. On a C₀ = N₀/V.

Il se forme autant d'acide que d'ions HO⁻ : on a donc [Acide] = [HO⁻] car le

volume V de la solution est constant et les quantités de matières sont égales. Comme la réaction est totale, [Acide] = C₀. Ainsi [HO⁻] = C₀. De plus, on a la relation [HO⁻][H₃O⁺] = K_E. Donc $[H_3O^+] = K_E/[HO^-]$. Donc $pH = -\log_{10}[H_3O^+] = -\log_{10}(K_E/C_0) = pK_E + \log_{10}(C_0)$.

ACIDE TRÈS FAIBLE

On introduit une quantité N₀ d'acide très faible dans l'eau. Il réagit peu pour former sa base conjuguée. L'équation de la réaction est :



Notons C₀ la concentration de l'acide introduit et V le volume de la solution. On a C₀ = N₀/V.

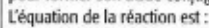
Même s'il s'en forme peu, il y a autant de base que d'ions H₃O⁺ : on a [Base] = [H₃O⁺] car le volume V de la solution est constant et les quantités de matière sont égales.

De plus, $K_A = \frac{[H_3O^+][Base]}{[Acide]}$. Or, à l'équilibre, [Acide] = C₀ - [Base] = C₀ car il se forme très peu de base.

Donc $K_A = \frac{[H_3O^+]^2}{C_0}$. D'où $pH = -\log_{10}[H_3O^+] = -\log_{10} \sqrt{C_0 \times K_A}$.

BASE TRÈS FAIBLE

On introduit une quantité N₀ de base très faible dans l'eau. Elle réagit peu pour former son acide conjugué.



Notons C₀ la concentration de la base introduite et V le volume de la solution. On a C₀ = N₀/V.

Il se forme autant d'acide que d'ions HO⁻ : on a donc [Acide] = [HO⁻] car le volume V de la solution est constant et les quantités de matière sont égales.

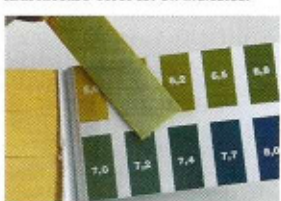
Or $K_A = \frac{[H_3O^+][Base]}{[Acide]}$. De plus, à l'équilibre, [Base] = C₀ - [Acide] = C₀ car il se forme très peu d'acide.

Donc $K_A = \frac{[H_3O^+][HO^-]}{C_0}$. Enfin, on a la relation [HO⁻][H₃O⁺] = K_E. Donc $K_A = \frac{[H_3O^+]^2 \times C_0}{K_E}$. D'où $pH = -\log_{10}[H_3O^+] = -\log_{10} \sqrt{(K_A \times K_E)/C_0}$.

INSTRUMENTS DE MESURE DU PH

LE PAPIER PH

L'instrument le plus simple pour mesurer le pH d'une solution est le papier pH. Ce papier contient des **indicateurs colorés**. Un indicateur



coloré est une substance chimique dont la couleur varie en fonction du pH de la solution dans laquelle il se trouve. La phénolphtaléine est un exemple d'indicateur coloré : elle est incolore dans une solution de pH ≈ 8,2 et rose dans une solution de pH ≈ 10. Si 8,2 < pH < 10, on dit qu'on se trouve dans la zone de virage. C'est dans cette zone que la phénolphtaléine va changer de couleur. Ainsi, si on introduit cet indicateur coloré dans une solution incolore et que la solution devient rose, on sait qu'il s'agit d'une solution basique (pH > 10). Le papier pH contient

des indicateurs colorés dont les zones de virages et les couleurs sont différentes.

Comment utiliser le papier pH ? Il suffit de déposer une goutte de la solution dont on veut déterminer le pH sur un morceau de papier pH. Il faut ensuite immédiatement comparer la couleur obtenue avec la gamme de couleur de la boîte. Chaque couleur correspond à une valeur de pH. On obtient une valeur approximative du pH. La lecture de la couleur de la solution est en effet une étape délicate. Le véritable pH de la solution peut varier de plus ou moins une unité pH par rapport à la valeur lue sur le papier pH. Cette méthode de mesure du pH est donc peu précise.

LE PH-MÈTRE

L'instrument de mesure du pH le plus précis est le **pH-mètre**. Le pH-mètre



est constitué d'une sonde de mesure reliée à un voltmètre électronique. La sonde de mesure est constituée de deux électrodes : une électrode de verre pour les mesures et une électrode de référence.

Le véritable pH de la solution peut varier de plus ou moins 0,1 unité pH par rapport à la valeur lue sur l'écran. Cette méthode de mesure est donc bien plus précise que le papier pH.

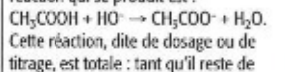
APPLICATION : DOSAGE ACIDO-BASIQUE

Le dosage ou titrage acido-basique est une méthode permettant de connaître la concentration d'une solution contenant une base ou un acide. On introduit la solution de concentration inconnue C dans un bécher. Tout au long du dosage, on mesurera le pH de la solution grâce à un pH-mètre et on

notera ces mesures. Dans une burette, on introduira une solution de concentration connue, appelée solution titrante. Cette solution sera choisie pour réagir totalement avec la solution de concentration inconnue. On placera ainsi une base forte dans la burette lorsque qu'on voudra connaître la concentration d'une solution contenant un acide et un acide fort lorsqu'on voudra connaître la concentration d'une solution contenant une base. La burette sera graduée afin de toujours connaître la quantité de solution titrante introduite.

Considérons par exemple le dosage d'une solution d'acide éthanóique CH₃COOH. On la place dans un bécher et on introduit dans la burette graduée de la soude de concentration connue C_E. La soude est composée d'ions Na⁺ et HO⁻ : les ions HO⁻ sont une base forte et les ions Na⁺ sont inertes (ils ne réagissent pas car ils n'ont pas de propriétés acido-basiques). On place la sonde du pH-mètre dans le bécher afin de mesurer le pH pendant l'expérience. On verse petit à petit la soude dans le bécher. Par exemple, on peut introduire

1 mL de soude. Une certaine quantité d'acide éthanóique réagit alors immédiatement avec la soude. On attend la fin de la réaction puis on mesure le pH. On recommence ensuite à introduire 1 mL de soude et à mesurer le pH en fin de réaction. Au cours de l'expérience, la quantité d'acide dans le bécher va diminuer car il réagit avec la soude. L'équation de la réaction qui se produit est :



Cette réaction, dite de dosage ou de titrage, est totale : tant qu'il reste de l'acide, toute la soude versée est consommée. La solution du bécher devient donc de plus en plus basique. Son pH augmente. Au moment où il ne restera plus d'acide dans la solution, le pH augmentera brutalement car la soude, qui est une base forte, deviendra majoritaire. Cette augmentation brutale de pH s'appelle un saut de pH. On dit alors qu'on est à l'équivalence.

Dosage acido-basique

