

* Un acide de Bronsted est une espèce chimique susceptible de céder un ion hydrogène H^+ . Une base de Bronsted est une espèce chimique susceptible de capter un ion hydrogène.

* Lorsqu'un acide cède un proton, il se transforme en sa base conjuguée. On définit ainsi un couple acide / base. De manière générale, AH / A^- .

* $pH = -\log [H_3O^+]_{\text{éq}}$ et $[H_3O^+]_{\text{éq}} = 10^{-pH}$.

* Un acide fort est totalement dissocié dans l'eau. $AH + H_2O(l) \longrightarrow A^-(aq) + H_3O^+(aq)$. Alors, si on note C_A la concentration préparée en acide, on a $[H_3O^+]_{\text{éq}} = C_A$ **donc** $pH = -\log(C_A)$. On a aussi, dans ce cas, $[AH]_{(aq)} = 0$. Lorsqu'un acide fort est en solution aqueuse, on peut le remplacer par $H_3O^+(aq)$.

* Une base forte B réagit en totalité avec l'eau : $B + H_2O(l) \longrightarrow BH^+(aq) + HO^-(aq)$. On peut remplacer une base forte par $HO^-(aq)$.

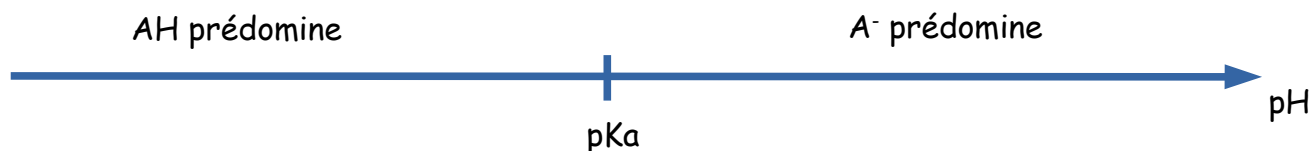
* Un acide faible est partiellement dissocié dans l'eau. $AH + H_2O(l) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$. Alors, en notant C_a la concentration préparée en acide, on peut écrire la relation donnant la concentration effective, $[AH] = C_a - [H_3O^+]$.

* Une base faible B en solution aqueuse conduit à un équilibre : $B + H_2O(l) \rightleftharpoons BH^+(aq) + HO^-(aq)$.

* La mise en solution d'un acide ou d'une base faible conduit à une situation d'équilibre. Pour un acide faible, on peut écrire $AH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$. On associe à cet équilibre une constante d'équilibre $K_a = \frac{[A^-]_{\text{éq}} \times [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}}$.

En prenant « $-\log$ » de cette formule, on arrive à $pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}}\right)$.

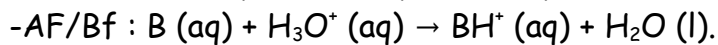
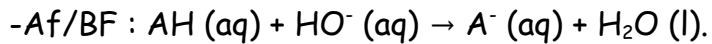
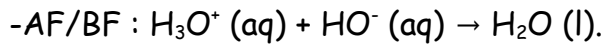
* Diagramme de prédominance : pour un couple AH / A^- caractérisé par son pK_a , on peut dresser le diagramme de prédominance. Si $pH < pK_a$, la forme acide AH est majoritaire, si $pH > pK_a$, c'est la forme basique.



* L'eau est amphotère ou ampholyte : à la fois acide et base. Couples de l'eau : H_3O^+ / H_2O et H_2O / HO^- . Connaître les ions H_3O^+ = ion oxonium et HO^- = ions hydroxyde. On peut donc écrire l'autoprotolyse de l'eau : $2.H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + HO^-(aq)$.

* Produit ionique de l'eau = constante d'acidité associée au produit ionique de l'eau. On la note K_e . On a $K_e = [H_3O^+].[HO^-] = 10^{-14}$ à $25^\circ C$.

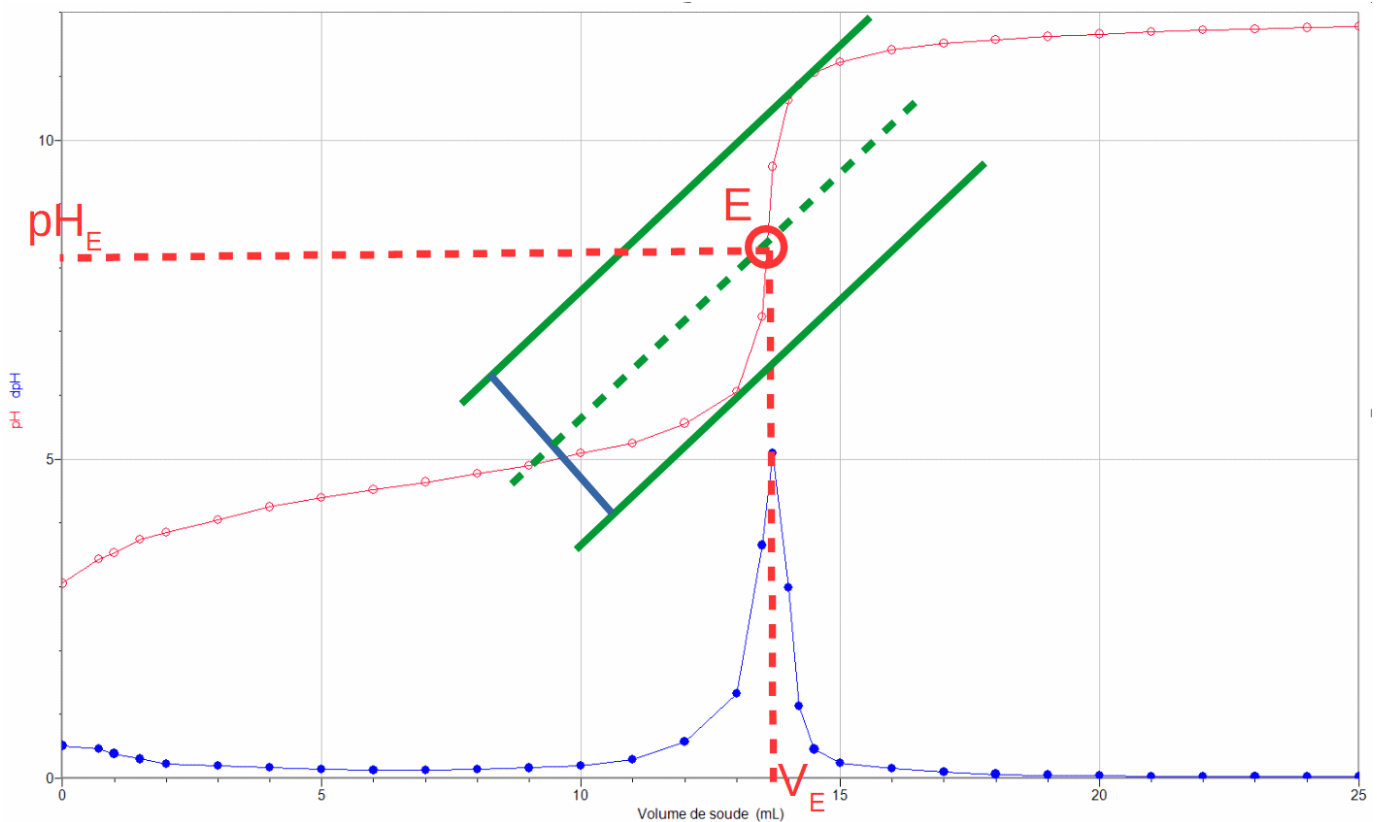
* Dosage : réaction rapide, totale, unique. Équations :



* L'équivalence est l'état du système pour lequel les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques. Autre définition possible : l'équivalence est l'état du système pour lequel les réactifs sont tous deux limitants. Ou encore : l'équivalence est l'état du système pour lequel il y a changement de réactif limitant.

* Savoir utiliser la notion d'équivalence pour calculer une concentration ou une quantité de matière inconnue.

* Dosage pH-métrique : méthode des tangentes parallèles ou de la dérivée pour trouver le volume équivalent $v_{\text{éq}}$ à partir duquel on trouve la concentration inconnue.



* Le pH_E est ici supérieur à 7 car la solution à l'équivalence est une solution aqueuse de la base conjuguée de l'acide faible titré (il ne reste en solution ni acide, ni espèce titrante basique). Si on dose une base faible, le pH à l'équivalence sera inférieur à 7. Il est égal à 7 si on titre un acide fort par une base forte (ou une base forte par un acide fort).

* Indicateur coloré : espèce chimique dont la teinte dépend de la valeur du pH où elle se trouve en solution. Pour choisir un indicateur coloré, on utilise la courbe précédente, de dosage pH-métrique et il faut vérifier : la zone de virage de l'indicateur coloré doit contenir le pH_E et être incluse dans le saut de pH.