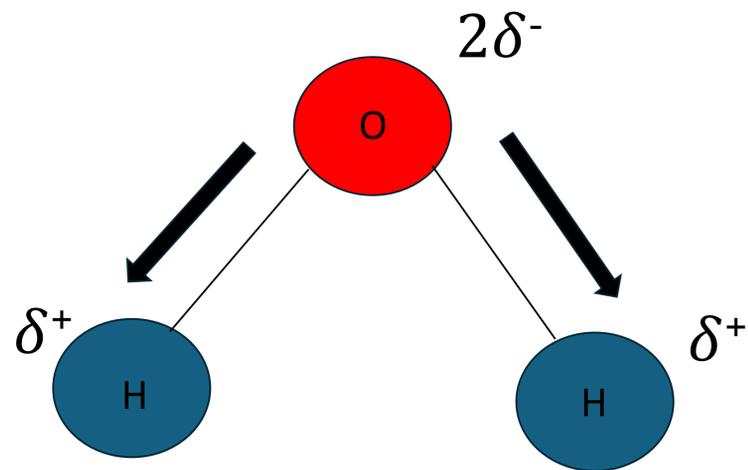




Les propriétés de l'eau

L'eau est une molécule présentant un moment dipolaire (répartition asymétrique des charges), c'est donc un solvant polaire.



L'eau est un solvant ayant la capacité de dissoudre de nombreux composés dont les composés ioniques.

Exemple : $\text{NaCl (s)} \rightleftharpoons \text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)}$

L'autoprotolyse de l'eau

Deux molécules d'eau réagissent ensemble pour former un ion hydronium (H_3O^+) et un ion hydroxyde (OH^-) :



Nous pouvons parler de réaction à l'équilibre caractérisée par une constante d'équilibre :

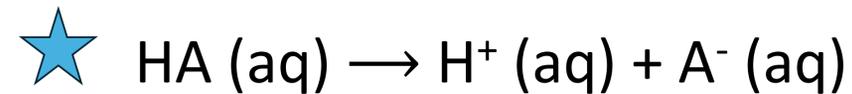
$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ (à } 25^\circ \text{ C)}$$



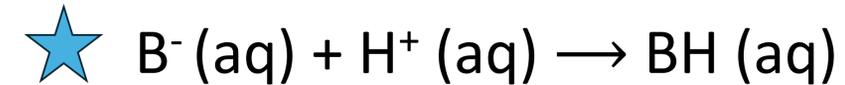
Les acides et bases

Selon Brønsted

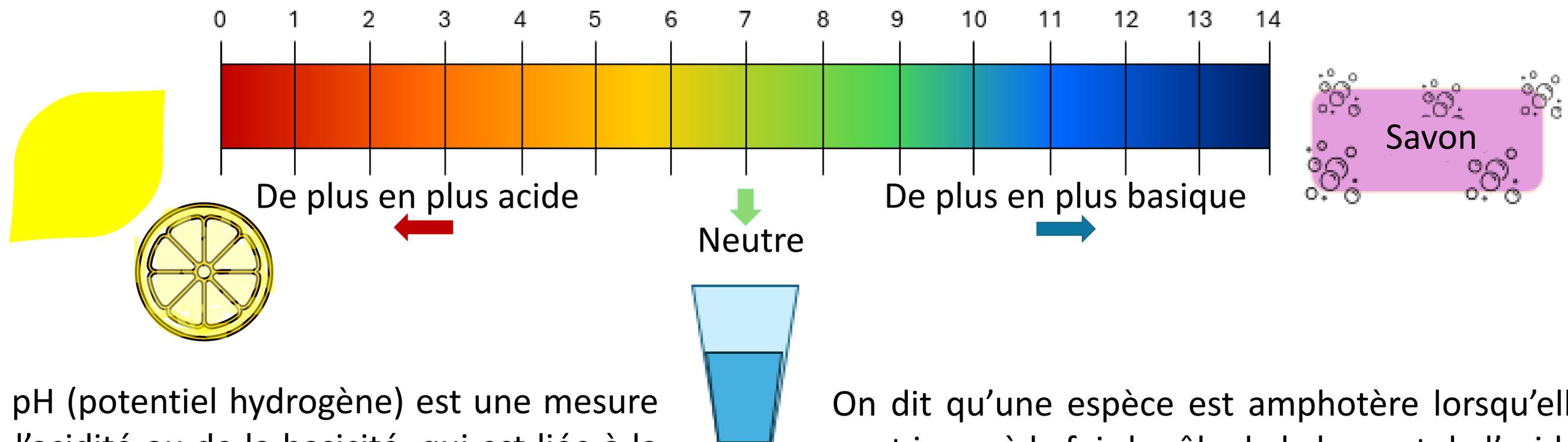
Un acide est une espèce chimique capable de donner un proton H^+ .



Une base est une espèce chimique capable de capter un proton H^+ .



Échelle de pH



Le pH (potentiel hydrogène) est une mesure de l'acidité ou de la basicité, qui est liée à la présence d'ions H^+ dans la solution :

$$pH = -\log [H^+]$$

On dit qu'une espèce est amphotère lorsqu'elle peut jouer à la fois le rôle de la base et de l'acide.
Exemple : L'eau



Solubilité et réactions de précipitation

La solubilité

La solubilité correspond à une quantité maximale de soluté qui peut être dissoute dans un solvant.

Réaction de dissolution d'un composé AB : $AB (s) \rightleftharpoons A^+ (aq) + B^- (aq)$

Il y a dissociation du composé en un anion et un cation.

La constante de solubilité de cette réaction vaut : $K_s = [A^+].[B^-]$

Avec $[A^+]$ et $[B^-]$, les concentrations en ions

Exemple : Mettre du sucre dans son café.



Réaction de précipitation

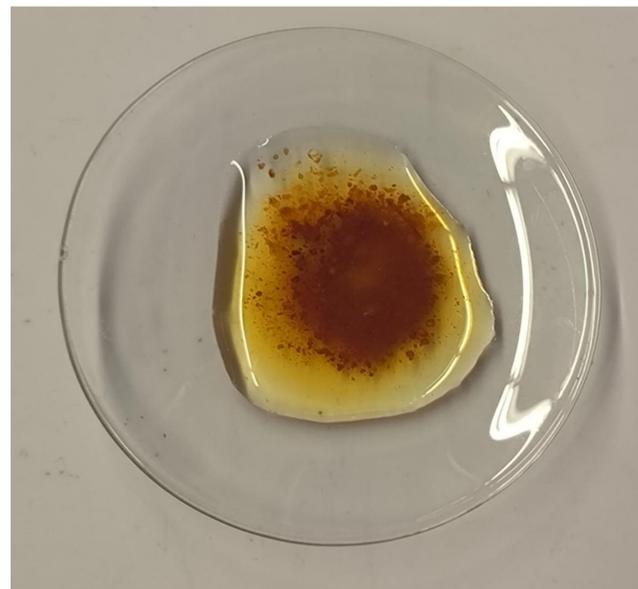


Image du précipité $Fe(OH)_3$

Une réaction de précipitation se produit lorsque deux ions en solution s'associent pour former un composé peu soluble voire insoluble dans un solvant.

Exemple :

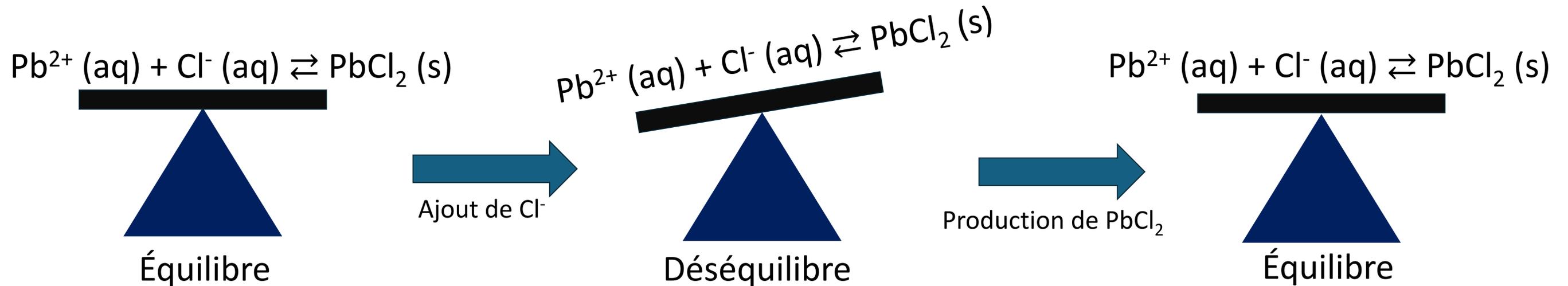


Ce type de réaction dépend du K_s qui détermine la quantité maximale d'ions en solution. Si nous ajoutons plus de composé, il ne se dissoudra plus et un précipité se formera.



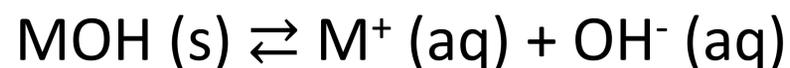
Loi de le Chatelier

La loi de le Chatelier : Lorsqu'on apporte un changement (modification de la concentration, de la température ou de la pression) au système, celui-ci va évoluer de façon à s'opposer au changement.



Deux applications de la loi

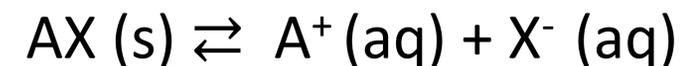
L'effet d'ion commun



Si le pH augmente (la concentration en OH^{-} augmente), l'équilibre sera déplacé vers la formation du solide .

Exemple : $\text{Cr}(\text{OH})_3$

L'influence de la température



Une augmentation de la température favorise une réaction endothermique alors qu'une diminution de la température favorise une réaction exothermique.

Si nous chauffons le milieu, le précipité disparaît pour une réaction endothermique.

Exemple : PbI_2