

Généré par application kalanso sur PLAYSTORE

Sujet : Chimie — 21/09/2026 15:35 creat by Kalanso App

Les Acides et les Bases

La chimie des acides et des bases est fondamentale pour comprendre de nombreux phénomènes naturels et applications industrielles. Des réactions dans notre estomac à la fabrication de savon, en passant par les pluies acides, les acides et les bases sont partout. Ce cours vous introduira aux définitions, aux propriétés et aux réactions caractéristiques des acides et des bases.

1. Définitions des acides et des bases

Plusieurs définitions coexistent pour décrire les acides et les bases. Nous en verrons trois principales.

Définition d'Arrhenius

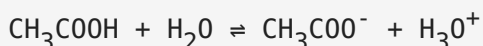
Selon Svante Arrhenius (1884), un **acide** est une substance qui, en solution aqueuse, libère des ions hydrogène H^+ (en réalité des ions hydronium H_3O^+). Une **base** est une substance qui libère des ions hydroxyde OH^- en solution aqueuse.

Exemples : HCl (acide chlorhydrique) libère H^+ et Cl^- ; $NaOH$ (hydroxyde de sodium) libère Na^+ et OH^- .

Définition de Brønsted-Lowry

En 1923, Johannes Brønsted et Thomas Lowry proposent une définition plus générale : un **acide** est une espèce capable de donner un proton H^+ , et une **base** est une espèce capable de capter un proton H^+ . Cette définition ne se limite pas aux solutions aqueuses.

Exemple : Dans la réaction entre l'acide acétique (CH_3COOH) et l'eau, l'acide acétique donne un proton à l'eau qui agit comme une base :



L'acide acétique et sa base conjuguée (ion acétate) forment un couple acide/base.

Définition de Lewis

Gilbert N. Lewis (1923) définit un **acide** comme une espèce capable d'accepter une paire d'électrons, et une **base** comme une espèce capable de donner une paire

d'électrons. Cette définition inclut des espèces sans proton, comme le trifluorure de bore (BF_3), un acide de Lewis.

2. Propriétés des acides et des bases

Les solutions acides et basiques présentent des propriétés caractéristiques :

- **Goût** : les acides ont un goût acide (comme le citron), les bases un goût amer (comme le savon). Attention : ne jamais goûter en laboratoire !
- **Conductivité électrique** : les solutions acides et basiques conduisent le courant électrique car elles contiennent des ions.
- **Réaction avec les métaux** : les acides réagissent avec certains métaux (comme le zinc) pour libérer du dihydrogène H_2 .
- **Réaction avec les carbonates** : les acides réagissent avec les carbonates pour libérer du dioxyde de carbone CO_2 .
- **Effet sur les indicateurs colorés** : le papier pH ou le tournesol change de couleur selon le pH.

3. Le pH et l'échelle de pH

Le pH (potentiel hydrogène) mesure l'acidité ou la basicité d'une solution. Il est défini par :

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

L'échelle de pH va de 0 à 14 dans les conditions standard :

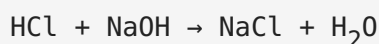
- $\text{pH} < 7$: solution acide
- $\text{pH} = 7$: solution neutre (comme l'eau pure)
- $\text{pH} > 7$: solution basique

Plus le pH est bas, plus la concentration en ions H_3O^+ est élevée.

4. Réactions acido-basiques

Une réaction acido-basique implique un transfert de proton(s) entre un acide et une base. L'acide donne un proton, la base le capte. Il se forme une base conjuguée et un acide conjugué.

Exemple : Réaction entre l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium :



Cette réaction est appelée **neutralisation**. Elle produit un sel (NaCl) et de l'eau. La solution résultante est neutre si les quantités d'acide et de base sont équimolaires.

Force des acides et des bases

Un **acide fort** se dissocie totalement dans l'eau (ex : HCl). Un **acide faible** ne se dissocie que partiellement (ex : CH_3COOH). De même pour les bases fortes (NaOH) et faibles (NH_3).

5. Applications et exemples concrets

- **Dans la vie quotidienne** : le vinaigre (acide acétique), le jus de citron (acide citrique), le savon (basique), l'ammoniaque (base faible).
- **Dans l'industrie** : fabrication d'engrais, de plastiques, de médicaments.
- **En biologie** : le pH du sang est régulé autour de 7,4 ; l'estomac contient de l'acide chlorhydrique pour digérer.
- **En environnement** : les pluies acides ($\text{pH} < 5,6$) dues aux oxydes de soufre et d'azote.

Conclusion

Les acides et les bases sont des espèces chimiques essentielles. Leur définition a évolué avec Arrhenius, Brønsted-Lowry et Lewis pour englober un large éventail de réactions. La compréhension du pH et des réactions de neutralisation est cruciale dans de nombreux domaines scientifiques et industriels. En maîtrisant ces concepts, vous pourrez analyser et prévoir le comportement de nombreuses solutions.