

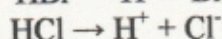
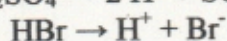
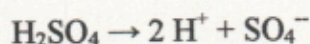
Chapitre 2

Acides et bases

Définition des acides :

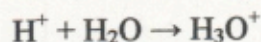
Un **acide** est un corps susceptible de **libérer** en solution un ou plusieurs **ions H^+** par dissociation ionique :

Exemples :



Remarque :

L'ion H^+ est théoriquement formé d'un seul proton. Mais celui-ci va immédiatement se combiner avec une molécule d'eau pour former un **ion hydronium H_3O^+** :



Dans la suite du cours, on va utiliser indifféremment les notations H^+ et H_3O^+ afin de simplifier l'écriture. Mais chaque fois que l'on notera H^+ , il sera sous-entendu que cet ion se présentera en fait sous forme d'ion hydronium H_3O^+ .

Formation des acides :

En faisant agir un **oxyde de non-métal** avec de l'**eau**, on obtient alors un **acide**, nommé également **oxacide** à cause de la présence d'oxygène dans leur formule brute :

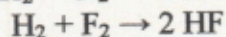
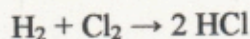
Exemples :

oxyde de non-métal + eau \rightarrow acide

- $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
- $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$
- $P_4O_{10} + 6 H_2O \rightarrow 4 H_3PO_4$
- $4 NO_2 + 2 H_2O + O_2 \rightarrow 4 HNO_3$

D'autres acides proviennent de la réaction directe d'un gaz avec de l'hydrogène gazeux.

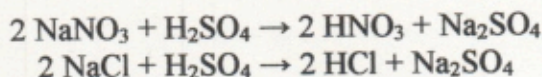
Exemples :



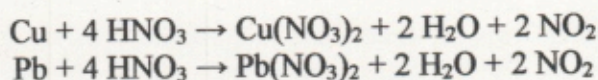
Description des acides :

- **Acide chlorhydrique** : Il provient de la dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau. Dans l'industrie, la dissolution se fait à 100°C, dans des tours en matériaux dérivés du graphite, résistant à l'acide. Le chlorure d'hydrogène est lui-même produit en brûlant de l'hydrogène gazeux dans une atmosphère de chlore. Cette réaction dégage beaucoup de chaleur. L'acide chlorhydrique est présent dans notre estomac où il attaque les aliments.

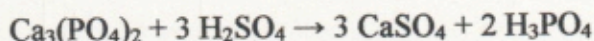
- **Acide sulfurique** : C'est un liquide de consistance huileuse, incolore. Lorsqu'il est concentré, une seule goutte sur la peau provoque une plaie douloureuse. Il est également connu sous le nom d'**huile de vitriol** ou **vitriol**. Sa dilution dans l'eau dégage beaucoup de chaleur. Il peut dissoudre beaucoup de métaux et agit comme un déshydratant. Il est fabriqué industriellement à partir de soufre et est utilisé dans les batteries de voiture. Il attaque également les sels en produisant d'autres acides :



- **Acide nitrique** : A l'état pur, c'est un liquide incolore, à odeur caractéristique et qui fume à l'air. C'est l'un des acides les plus forts et un puissant oxydant. Cet acide attaque tous les métaux, sauf l'or et la platine. On l'utilise pour la gravure du cuivre et pour préparer des engrais azotés. Mélangé à de l'acide chlorhydrique, il forme l'**eau régale** qui dissout l'or :



- **Acide phosphorique** : Pur, c'est une substance blanche, cristalline qui se dissout facilement dans l'eau. Il se prépare en faisant agir de l'acide sulfurique sur un sel nommé phosphate de calcium (voir équation ci-dessous) ou par absorption de l'oxyde de phosphore par l'eau. Les substances chimiques dérivées de ces acides sont les phosphates qui jouent un rôle important dans l'agriculture comme engrais chimique.

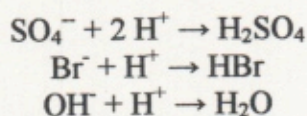


- **Acide carbonique** : C'est un acide faible qui n'existe qu'en solution. Les boissons gazeuses en contiennent une faible quantité qui, par réaction chimique avec l'eau, dégage du gaz carbonique sous forme de bulles.

Définition des bases :

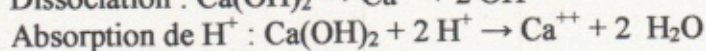
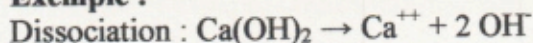
Une **base** est un corps capable d'**accepter** un ou plusieurs **ions H^+** .

Exemples :



Par définition, un **hydroxyde** est une molécule capable de libérer en solution un ou plusieurs ions OH^- , appelés ions hydroxydes. Chaque ion OH^- peut ensuite se combiner avec un ion H^+ pour former une molécule d'eau. Les hydroxydes sont donc des **bases**.

Exemple :



Formation des hydroxydes :

En faisant réagir de l'eau sur un oxyde de métal, on obtient un hydroxyde :

Exemples : oxyde de métal + eau \rightarrow hydroxyde

- $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{OH})_3$

Quelques hydroxydes :

Nom vulgaire	Nom chimique	Formule	Cation	Anion
Soude caustique	Hydroxyde de sodium	NaOH	Na ⁺	OH ⁻
Potasse	Hydroxyde de potassium	KOH	K ⁺	OH ⁻
Baryte	Hydroxyde de baryum	Ba(OH) ₂	Ba ⁺⁺	2 OH ⁻
Chaux éteinte	Hydroxyde de calcium	Ca(OH) ₂	Ca ⁺⁺	2 OH ⁻

Couples acide – base :

Pour qu'un acide puisse libérer un ion H⁺, il faut qu'il soit mis en présence d'une base et vice versa.

Acides et bases jouent des rôles inverses : à tout acide correspond une base, et à toute base correspond un acide. Voici quelques exemple de **couples acide –base** :

- HCl / Cl⁻
- HNO₃ / NO₃⁻
- H₂O / OH⁻

Ampholytes :

Il existe des corps qui peuvent parfois réagir comme des acides, et parfois comme des bases : ce sont des **ampholytes**. L'eau est l'ampholyte le plus courant : en présence d'acide, elle se comporte comme une base ; en présence d'une base, elle se comporte comme un acide.

Exemples d'ampholytes :

- H₂O : car on a les couples acide – base : H₃O⁺ / H₂O et H₂O / OH⁻
- HSO₄⁻ car on a les couples acide – base : H₂SO₄ / HSO₄⁻ et HSO₄⁻ / SO₄²⁻

Acides forts et acides faibles :

Les acides peuvent être classés selon leur tendance plus ou moins grande à donner des ions H⁺. Un **acide fort** est un acide dont **toutes les molécules se dissocient** en ions H⁺ et en anions. Au contraire, un **acide faible** est caractérisé par le fait que seulement une **petite partie** des molécules sont dissociées.

Exemple d'acide fort : $\text{HCl} (+ \text{H}_2\text{O}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
100 molécules > 99 dissociées

Exemple d'acide faible : $\text{H}_2\text{CO}_3 (+ \text{H}_2\text{O}) \leftarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^-$
100 molécules 1 dissociée

De même, une **base forte** est complètement dissociée en solution, tandis qu'une **base faible** ne l'est que partiellement.

Degré de dissociation :

On indique souvent la proportion de molécules dissociées par le **degré de dissociation** α défini comme suit :

$$\alpha = \frac{\text{nombre de moles dissociées}}{\text{nombre total initial de moles}}$$

Par définition, les acides forts ont un degré de dissociation proche de 1.

Bien souvent, on indique le degré de dissociation à l'aide d'une quantité plus précise, la **constante d'acidité** K_a , définie à l'aide des concentrations de l'ion hydronium, de la base conjuguée et de l'acide non dissocié.

La concentration des ions H^+ ou OH^- :

L'acidité d'une solution dépend de la concentration de l'acide, ou plus exactement de la concentration des ions H^+ . Pour les acides forts, cette concentration est proportionnelle à la concentration initiale du soluté, multipliée par le nombre d'ions H^+ libérés par chacune des molécules.

De même, l'**alcalinité** d'une solution de base forte dépend de la **concentration** du soluté, multipliée par le nombre d'ions OH^- libérés par chacune des molécules.

Tout comme pour les molécules, la concentration des ions se mesure en **mol/l**.

Exemples :

- si $[HCl] = 0,1 \text{ mol/l} \rightarrow [H^+] = 0,1 \text{ mol/l}$
- si $[H_2SO_4] = 0,1 \text{ mol/l} \rightarrow [H^+] = 0,2 \text{ mol/l}$
- si $[NaOH] = 0,1 \text{ mol/l} \rightarrow [OH^-] = 0,1 \text{ mol/l}$
- si $[Ba(OH)_2] = 0,1 \text{ mol/l} \rightarrow [OH^-] = 0,2 \text{ mol/l}$

Autrefois, on appelait la concentration des ions H^+ ou OH^- la **normalité**, et on utilisait la notation **N** à la place de l'unité **mol/l**.

Par exemple, la concentration d'une solution contenant $0,1 \text{ mol/l}$ de H_2SO_4 était indiquée par : $[H_2SO_4] = 0,2 \text{ N}$.

Exercices :

2.1. Questions récapitulatives :

- Dans quels produits trouve-t-on du HCl ?
- Dans quels produits trouve-t-on du H_2CO_3 ?
- Où trouve-t-on du H_2SO_4 ?
- Qu'est-ce qu'un ampholyte ?
- Comment nomme-t-on les acides qui se dissocient complètement ?

2.2. Identifiez les acides et les bases parmi les composés suivants :

H_2SO_4 , KOH , $NaCl$, $Mg(OH)_2$, HCl , KCl , Na_2SO_4 .

2.3. Une solution de soude est préparée à partir de 20 g de $NaOH$ dans 5 litres d'eau. Quelle est la concentration molaire de la solution ?

$$C \text{ (mol/l)} = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{20}{40 \cdot 5} = \frac{0,5}{5} = 0,1 \text{ mol/l}$$