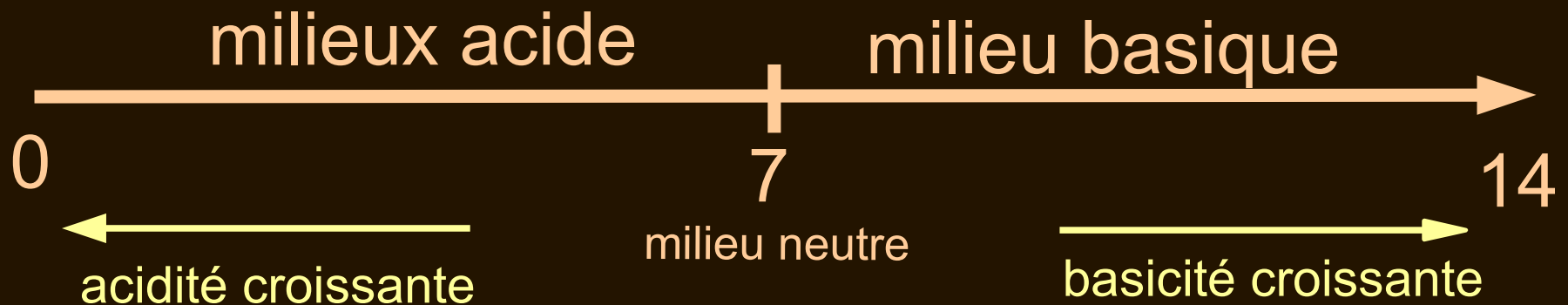


Acides et bases en solution aqueuse

I. Les relations fondamentales ...

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

- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$



II. Mesures de pH

- indicateur coloré
- papier pH (1 unité près)
- pH-mètre (0,1 unité près)

III. Solutions aqueuses

Les solutions aqueuses (c'est à dire dont le solvant est l'eau), y compris l'eau pure, contiennent toutes au moins deux ions

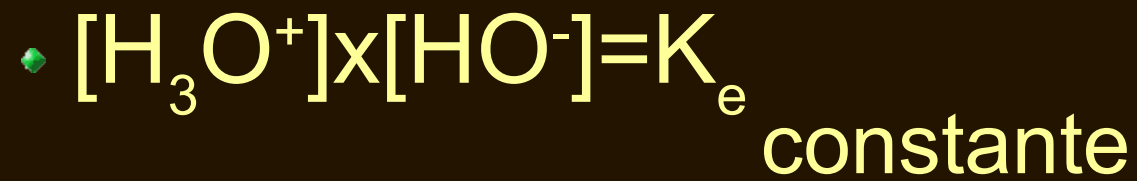
- ◆ H_3O^+ : ion oxonium (anciennement hydronium)
- ◆ HO^- : ion hydroxyde

Dans l'eau pure ces ions sont formés en très petite concentration par la réaction d'autoprotolyse de l'eau



La réaction inverse, beaucoup plus favorisée, limite le produit des concentrations

Produit ionique de l'eau



- $K_e = 10^{-14}$ à $25^\circ C$

Conséquences :

- pH de l'eau pure : 7 car $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$
- solutions acides : $\text{pH} < 7$ ◦ $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$
- solutions basiques : $\text{pH} > 7$ ◦ $[\text{HO}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$

Conséquences :

- pH de l'eau pure : 7 car $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$
- solutions acides : $\text{pH} < 7$ ◦ $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$
- solutions basiques : $\text{pH} > 7$ ◦ $[\text{HO}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$

Applications : exercices I et II

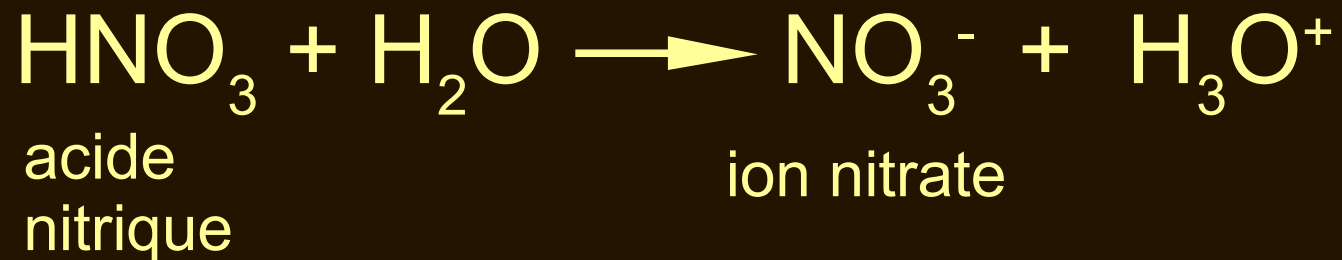
IV. Acides et bases

On obtient une solution acide en dissolvant dans l'eau une espèce ayant un caractère acide.

Caractère **acide** pour une espèce chimique :
capacité de **libérer une entité H^+**

Par réaction avec l'eau on obtient des ions H_3O^+ lors de la mise en solution

Exemple :

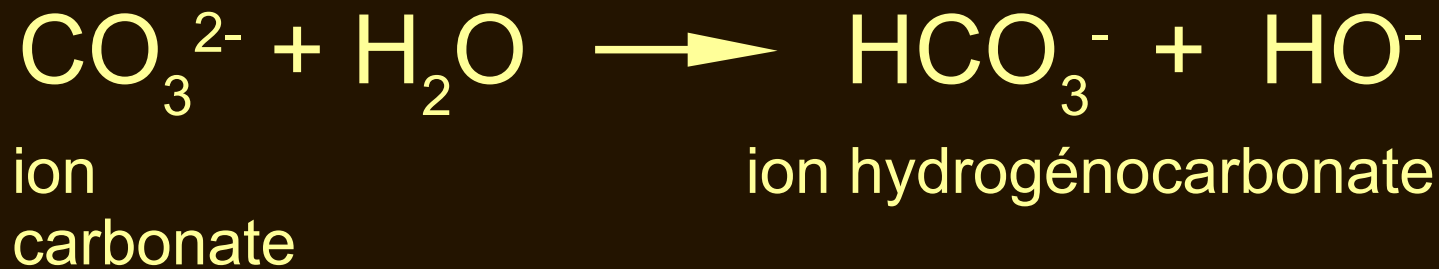


On obtient une solution basique en dissolvant dans l'eau une espèce ayant un caractère basique.

Caractère **basique** pour une espèce chimique :
capacité de **capturer une entité H^+**

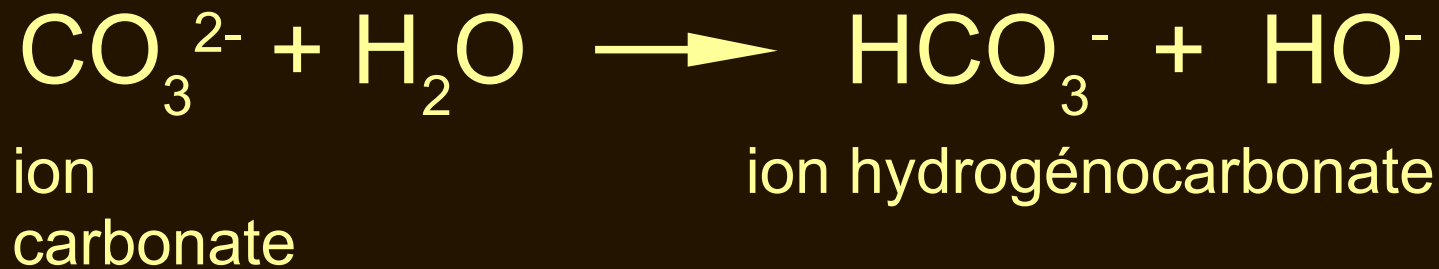
Par réaction avec l'eau on obtient des ions HO^- lors de la mise en solution

Exemple :



Par réaction avec l'eau on obtient des ions HO^- lors de la mise en solution

Exemple :



On remarque que

- ◆ H_3O^+ a un caractère acide
- ◆ HO^- a un caractère basique
- ◆ H_2O a un caractère acide
et un caractère basique :
c'est un amphotère

V. Couples acide/base

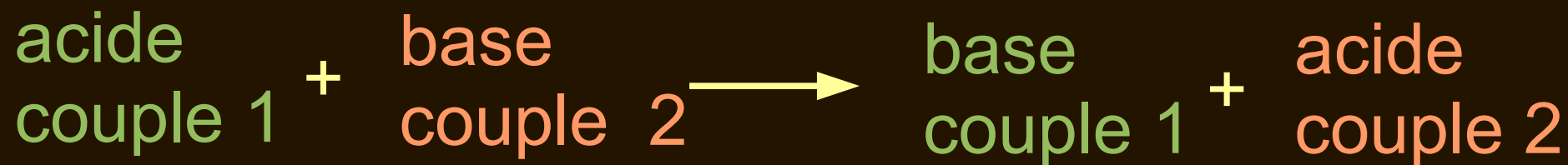
La transformation $AH = A^- + H^+$
peut s'envisager dans les deux sens

AH est un acide • A^- est une base

On dit que AH et A^- forment un **couple acide-base**, ou qu'ils sont **conjugués** l'un de l'autre

Application : exercice IV parties 1 et 2

Une réaction acide-base implique toujours deux couples acide-base

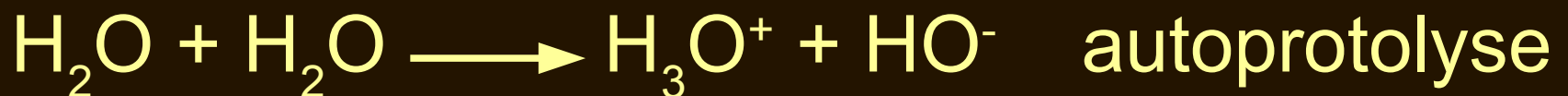


Application : exercice IV partie 3

L'eau appartient à 2 couples acide-base :

- $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ dont elle est la base
- $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$ dont elle est l'acide

Les réactions



et



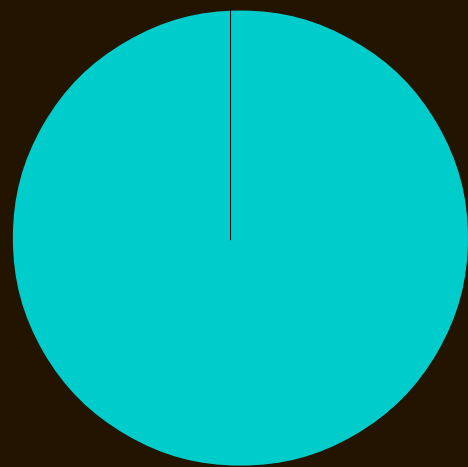
sont des réactions acido-basiques

Application : exercice IV parties 4,5 et 6

VI. Force des acides et des bases :

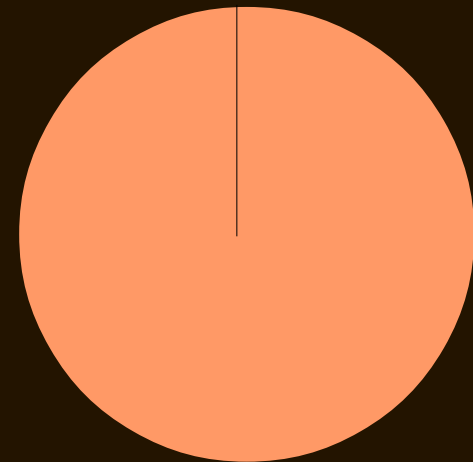
- ◆ acide chlorhydrique de concentration $C=10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$: $\text{pH}=2$, $[\text{H}_3\text{O}^+]=C$
- ◆ acide éthanoïque de concentration $C=10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ $\text{pH} > 2$, $[\text{H}_3\text{O}^+]<C$

On prépare l'acide chlorhydrique en dissolvant HCl (acide) dans l'eau.



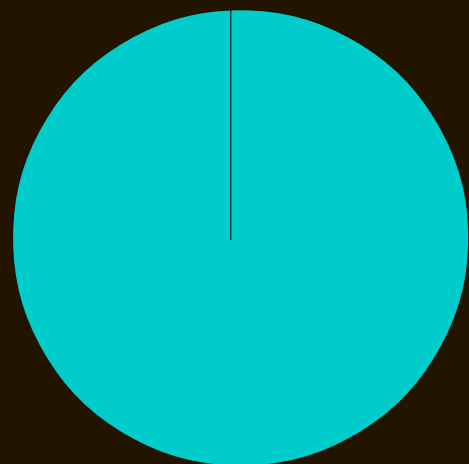
10^{-2} mol
de HCl

dissolution
→
dans 1L d'eau



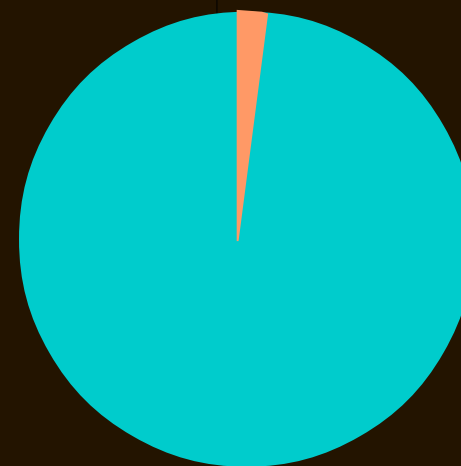
100% H_3O^+ + Cl^-
0% HCl

On prépare une solution d'acide éthanoïque en dissolvant $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (acide) dans l'eau.



10^{-2} mol
de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$

dissolution
→
dans 1L d'eau



4% $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{CO}_2^-$
96% $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$

Transformation limitée

HCl est un **acide fort** dans l'eau :

n moles de monoacide fort,
dissoutes dans l'eau,
donnent *n* moles d'ions H_3O^+

Acides forts usuels:

- HNO_3 acide nitrique
- HCl chlorure d'hydrogène
- H_2SO_4 acide sulfurique (diacide)
- H_3O^+

La base conjuguée d'un acide fort est une base "nulle" dans l'eau

Par exemple

$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \blacktriangledown \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ est très favorisée

mais

$\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \blacktriangledown \text{HO}^- + \text{HCl}$ est impossible

Une solution aqueuse ne peut pas contenir d'acide plus fort que H_3O^+ :

Le seul acide* contenu dans une solution d'acide fort est l'ion H_3O^+ .

* hormis l'eau

$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ est un **acide faible**
dans l'eau :

n moles de monoacide faible,
dissoutes dans l'eau,
donnent ε moles d'ions H_3O^+

$$\varepsilon \ll n$$

Une solution aqueuse d'acide faible contient **à la fois** de l'acide faible non transformé, et des ions H_3O^+ : elle contient donc deux acides*, H_3O^+ étant généralement très minoritaire

* en plus de l'eau

Acides faibles usuels :

- ◆ $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ acide éthanoïque (acétique)
- ◆ CO_2 dioxyde de carbone
- ◆ SiO_2 silice

- Pour une solution d'**acide fort** de concentration apportée C :

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

- Pour une solution d'**acide faible** de concentration apportée C :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \ll C \quad \text{et} \quad \text{pH} > -\log C$$

- A même concentration une solution d'acide faible est moins acide (pH plus grand) qu'une solution d'acide fort.

De même on peut classer les bases selon qu'elles sont

- ♦ **fortes** (n moles de base forte dans l'eau donnent n moles d'ion HO^-)

ou

- ♦ **faibles** (n moles de base faible dans l'eau donnent ε moles d'ion HO^- avec $\varepsilon \ll n$)

Bases fortes usuelles :

- ◆ HO^- ion hydroxyde
- ◆ NaOH hydroxyde de sodium,
soude caustique (en solution, $(\text{Na}^+, \text{HO}^-)$)
- ◆ KOH hydroxyde de potassium,
potasse (en solution, $(\text{K}^+, \text{HO}^-)$)
- ◆ CaO chaux vive
 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ chaux éteinte (mais peu soluble)

Une solution aqueuse ne peut pas contenir de base plus forte que HO^- :

La seule base* contenue dans une solution de base forte est l'ion HO^- .

* hormis l'eau

Bases faibles usuelles :

- ◆ NH_3 ammoniac
- ◆ CO_3^{2-} ion carbonate (présent dans le calcaire CaCO_3)
- ◆ HCO_3^- ion hydrogénocarbonate (qui est aussi un acide faible, donc amphotère)

- Pour une solution de **base forte** de concentration apportée C :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{C} \quad \text{et } \text{pH} = 14 + \log C$$

- Pour une solution de **base faible** de concentration apportée C :

$$[\text{HO}^-] \ll C \quad \text{et } \text{pH} < 14 + \log C$$

- A même concentration une solution de base faible est moins basique (pH plus faible) qu'une solution de base forte.

La base conjuguée d'un acide faible est une base faible, et réciproquement (ex NH_4^+ et NH_3)

Application de la partie VI : exercice V, VIII, IX, X

Sur l'ensemble du chapitre :
exercices VI, VII, XI , XII, XIII