

## Cours : Force des acides et des bases

### Rappel : Qu'est-ce qu'une solution acide ?

Une solution acide est préparée par **dissolution d'un acide** dans de l'eau.

Lors de cette dissolution il y a **toujours** apparition d'ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

### Exemples

- Une solution aqueuse d'acide chlorhydrique est préparée par dissolution du chlorure d'hydrogène HCl gazeux dans l'eau selon l'équation bilan :  $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
- Une solution aqueuse d'acide éthanoïque est préparée par dissolution du liquide acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dans l'eau selon l'équation bilan :  
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$

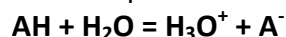
De façon générale on peut écrire l'équation-bilan de l'acide HA dissout, réagissant avec l'eau :



### I- Acides forts et acides faibles.

#### 1- Réfléchissons :

On considère un volume  $V_{\text{sol}}$  d'une solution aqueuse d'acide HA obtenue selon l'équation :



a- Donner La formule qui permet de calculer

la concentration molaire  $C_a$  en acide apporté HA, de la solution.  $C_a = n/V$

b- Donner La formule qui permet de calculer

la concentration des ions oxonium  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  dans cette solution.  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

c- Que peut-on dire des quantités de matière  $n(\text{AH})$  et  $n(\text{H}_3\text{O}^+)$  si la réaction de dissolution est **totale** ?  
 $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$  avec  $n(\text{HA}) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$

d- Donner une relation entre  $C_a$  et  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ .  $C_a = [\text{H}_3\text{O}^+]$

#### Conclusion 1:

Un acide est dit fort si, lorsque mis en solution dans l'eau, la concentration des ions oxonium  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  est égale à la concentration apportée en acide de la solution.  $C_a = [\text{H}_3\text{O}^+]$

e- Que peut-on dire des quantités de matière  $n(\text{AH})$

et  $n(\text{H}_3\text{O}^+)$  si la réaction de dissolution est **limitée** ?  $n(\text{H}_3\text{O}^+) < n(\text{AH})$

f- Comparer  $C_a$  et  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  :  $[\text{H}_3\text{O}^+] < C_a$

#### Conclusion 2 :

Un acide est dit faible si, lorsque mis en solution dans l'eau, la concentration en ions oxonium  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  est inférieure à la concentration de la solution.  $[\text{H}_3\text{O}^+] < C_a$

### 2- Définitions à retenir

Un acide est dit **FORT** si sa réaction avec l'eau est une réaction **TOTALE**.

Alors  $C_a = [\text{H}_3\text{O}^+]$

Si sa réaction avec l'eau est **limitée (ou incomplète)**, on dit que l'acide est **FAIBLE**

Alors  $[\text{H}_3\text{O}^+] < C_a$

**Rappel : Qu'est-ce qu'une solution basique ?**

Une solution basique est préparée par **dissolution d'une base** dans de l'eau.

Lors de cette dissolution il y a **toujours** apparition d'ions hydroxyde **HO<sup>-</sup>**

Exemples

- Une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (Na<sup>+</sup> + HO<sup>-</sup>) est préparée par dissolution de soude NaOH dans l'eau selon l'équation bilan :  $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = (\text{HO}^- + \text{Na}^+)_{\text{aq}}$
- Une solution aqueuse d'ammoniac est préparée par dissolution d'ammoniac gazeux dans l'eau selon l'équation bilan :  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = (\text{NH}_4^+ + \text{HO}^-)_{\text{aq}}$

**De façon générale on peut écrire l'équation-bilan d'une base B dissoute, réagissant avec l'eau :**

**I- Bases fortes et bases faibles.****Définition** : Base forte

Une base est dite **forte** si, lorsque mise en solution dans l'eau, **la concentration des ions hydroxyde HO<sup>-</sup> est égale à la concentration apportée en base de la solution.  $C_b = [\text{HO}^-]$**

*Exemple de bases fortes*

- Une solution **d'hydroxyde de sodium** (communément appelée **la soude**) de formule ( Na<sup>+</sup> + HO<sup>-</sup> )
- Une solution de potasse de formule (K<sup>+</sup> + HO<sup>-</sup>)



**C'est l'ion HO<sup>-</sup> qui interviendra dans la réaction avec l'eau, Na<sup>+</sup> et K<sup>+</sup> sont des ions spectateurs.**

**Le couple en jeu est donc H<sub>2</sub>O / HO<sup>-</sup>**

**A retenir** : L'équation de réaction d'une base forte dans l'eau s'écrit :  $\text{NaOH} \longrightarrow \text{HO}^- + \text{Na}^+(\text{aq})$

**Définition** : base faible

Une base est dite **faible** si, lorsque mise en solution dans l'eau, **la concentration en ions hydroxyde HO<sup>-</sup> est inférieure à la concentration de la solution. :  $C_b > [\text{HO}^-]$**

On rappelle que  $[\text{HO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] = K_e$  donc  $[\text{HO}^-] = K_e / [\text{H}_3\text{O}^+]$

**Application :**

On prépare une solution d'ammoniac à  $C = 1,0 \cdot 10^{-2}$  mol/L. On mesure le pH= 10,6

On calcule  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  ..... On en déduit  $[\text{HO}^-]$ .....

On compare  $C_b$  et  $[\text{HO}^-]$ .....

On conclut.....