

## Chapitre 6: La réaction acide-base

I. Deux écritures pour la concentration molaire:

Concentration apportée:  $C(x) = \frac{n(x)_{\text{intro}}}{V}$  Après avoir été introduit, x peut ensuite être éventuellement consommé.

Concentration effective:  $[x] = \frac{n(x)_{\text{présent dans la solution}}}{V}$  x n'est pas consommé, il reste présent dans la solution.

II. pH d'une solution Toutes les solutions aqueuses possèdent des ions oxonium  $H_3O^+$

$pH = -\log \frac{[H_3O^+]}{C_0}$  pH sans unité  
 formule valable si  $[H_3O^+]$  ni très faible, ni élevé (voir TP)  
 $C_0 = 1 \text{ mol/L}$ : concentration standard  $\rightarrow$  cohérence des unités:  $\frac{\text{mol/L}}{\text{mol/L}} = \text{sans unit}$

Exemples:

$[H_3O^+] = 5,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$        $pH = 2,3$   
 $[H_3O^+] = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$        $pH = 4,0$   
 $[H_3O^+] = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$        $pH = 5,0$   
 $[H_3O^+] = C_0 \cdot 10^{-pH}$        $[H_3O^+] = 10^{-pH}$   
 $pH = 12,5$        $[H_3O^+] = 3,2 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$   
 $pH = 5,0$        $[H_3O^+] = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$   
 $pH = 4,1$        $[H_3O^+] = 7,9 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$   
 $pH = 3,0$        $[H_3O^+] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Rq: incertitude sur le pH : 0,05 unité pH (indication constructeur)

Ex:  $pH = 12,49$        $[H_3O^+] = 3,236 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$   
 $pH = 12,44$        $[H_3O^+] = 3,631 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$

Variation du 4<sup>ème</sup> chiffre significatif

Variation du 2<sup>ème</sup> chiffre significatif

Csq : avec la formule  $[H_3O^+] = 10^{-pH}$  exprimer  $[H_3O^+]$  avec 2 chiffres significatifs Rq:  $pH \searrow$        $[H_3O^+] \nearrow$

Rq : si  $pH < 7 \rightarrow$  solution acide      si  $pH = 7 \rightarrow$  solution neutre      si  $pH > 7 \rightarrow$  solution basique

III. Les acides et les bases selon la théorie de Brönsted

Un acide est une espèce capable de céder un proton  $H^+$

Exemples d'acide:

$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$  : demi-équation acido-basique

$NH_4^+ \rightarrow H^+ + NH_3$

$HSO_3^- \rightarrow H^+ + SO_3^{2-}$

$H_3O^+ \rightarrow H^+ + H_2O$

$H_3O^+/H_2O$

$HCOOH \rightarrow H^+ + HCOO^-$

Une base est une espèce de capter un proton  $H^+$

$NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$

$HO^- + H^+ \rightarrow H_2O$

$SO_3^{2-} + H^+ \rightarrow HSO_3^-$

Couple acide/base:

$NH_4^+/NH_3$

$H_2O/HO^-$

$HSO_3^-/SO_3^{2-}$

Cas particulier:

base  $HCO_3^- + H^+ \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow CO_2 + H_2O$   
 pas stable

acide carbonique

Couple acide/base:

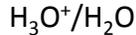
Couple acide/base :  $CO_2, H_2O/HCO_3^-$

À un acide est associé une base appelée base conjuguée.

$HSO_3^- \rightleftharpoons H^+ + SO_3^{2-}$

$\rightleftharpoons$  : Réaction qui peut se faire dans les 2 sens.

Remarque : Couples acide/base avec l'eau:

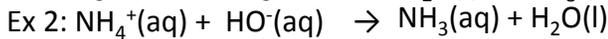
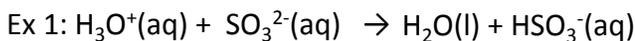
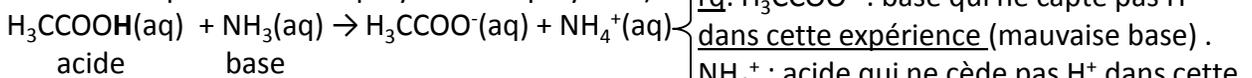


Dans certains cas (dans certaines expériences), l'eau se comporte comme un acide (il cède  $\text{H}^+$ ) et dans d'autres cas l'eau se comporte comme une base (capte  $\text{H}^+$ ), cela dépend des conditions expérimentales.

On dit que **la molécule d'eau est amphotère** (adjectif) }  
 On dit que **l'eau est un ampholyte** (nom) } **→ se comporte comme un acide ou comme une base selon les conditions.**

IV. Réaction acide/base:

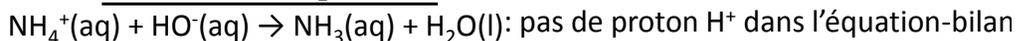
Réaction au cours de laquelle **un proton  $\text{H}^+$  est transféré d'un acide vers une base.** (plusieurs  $\text{H}^+$  transférés si présence d'un polyacide ou polybase).



{ Rq:  $\text{H}_3\text{CCOO}^-$  : base qui ne capte pas  $\text{H}^+$  dans cette expérience (mauvaise base).  
 $\text{NH}_4^+$  : acide qui ne cède pas  $\text{H}^+$  dans cette expérience (mauvais acide).  
 Donc la réaction inverse n'a pas lieu

Ex 3: Le polyacide  $\text{H}_3\text{PO}_4$  cède 2 protons  $\text{H}^+$  dans les conditions étudiées, équilibrer l'équation-bilan suivante :  $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + 2\text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{HPO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

(Rq:) Autre Rédaction (avec l'ex 2) :  $\text{NH}_4^+ \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}^+$  (demi-équation acido-basique)  
 $\text{HO}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$



V. Rappel : Tableau d'avancement :

Ex 1 : réaction en solution aqueuse  $2\text{A}(\text{aq}) + 3\text{B}(\text{s}) \rightarrow 2\text{C}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{aq})$

El (mol)	0,030	0,050	0	excès
En cours de trans (mol)	$0,030-2x$	$0,050-3x$	$2x$	excès
EF (mol)	$0,030-2x_m$ 0	$0,050-3x_m$ 0,005	$2x_m$ 0,030	excès

← car l'eau est le solvant (donc énorme quantité)

$x_m = ?$   $0,030-2x_m=0$   $x_m=0,015 \text{ mol}$  ← A est le réactif en défaut

Exemple 2:  $0,050-3x_m=0$   $x_m=0,017 \text{ mol}$

On fait réagir 20,0 mL d'une solution d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ ) dont la concentration en ions acide oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  est  $[\text{H}_3\text{O}^+]=0,20\text{mol/L}$  avec 30,0mL une solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$ )  $\text{Cl}^-$  dont la concentration en ions basique hydroxyde  $\text{HO}^-$  est  $[\text{HO}^-]=0,10\text{mol/L}$ .

1. Calculer les quantités de réactifs introduits.
2. Écrire l'équation bilan de la réaction.
3. Dresser le tableau d'avancement .

1.  $n(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V_1 = 2,0 \cdot 10^{-1} \times 2,00 \cdot 10^{-2} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$   
 $n(\text{HO}^-) = [\text{HO}^-] \times V_2 = 1,0 \cdot 10^{-1} \times 3,00 \cdot 10^{-2} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

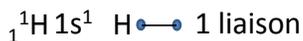


EI (mol)	$4,0 \cdot 10^{-3}$	$3,0 \cdot 10^{-3}$	excès
En cours de trans (mol)	$4,0 \cdot 10^{-3} - x$	$3,0 \cdot 10^{-3} - x$	excès
EF (mol)	$4,0 \cdot 10^{-3} - x_m$ $1,0 \cdot 10^{-3}$	$3,0 \cdot 10^{-3} - x_m$ 0	excès

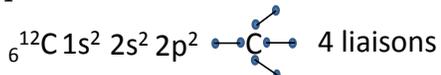
$x_m = ?$   $4,0 \cdot 10^{-3} - x_m = 0$   $x_m = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$   
 $3,0 \cdot 10^{-3} - x_m = 0$   $x_m = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

## VI. Les acides carboxyliques et les amines:

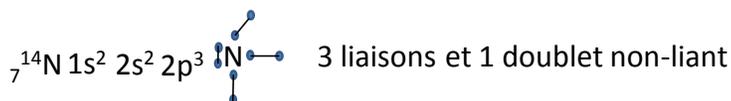
### 1. Atome, ion : Nombre de liaisons, représentation de Lewis.



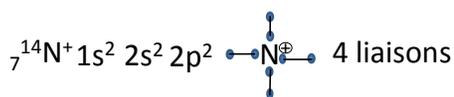
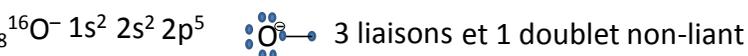
Représentation de Lewis de l'atome d'hydrogène: H•



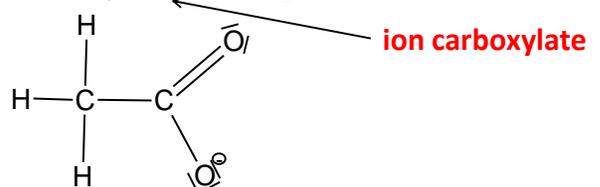
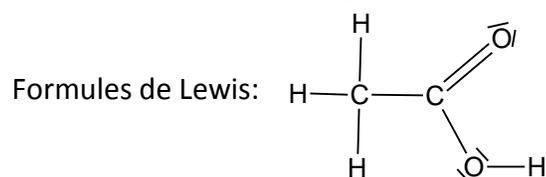
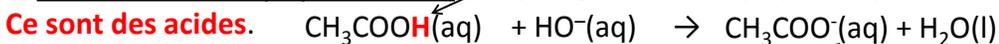
Représentation de Lewis de l'atome de carbone: ••C••



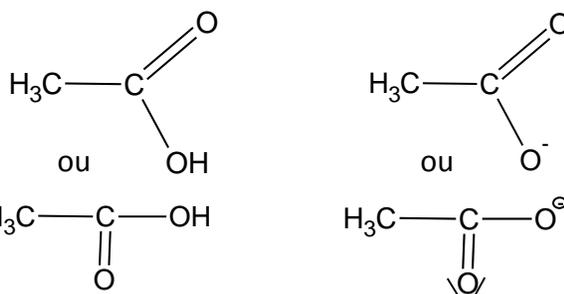
Représentation de Lewis :



### 2. Les acides carboxyliques RCOOH: hydrogène labile (qui peut «quitter» la molécule)



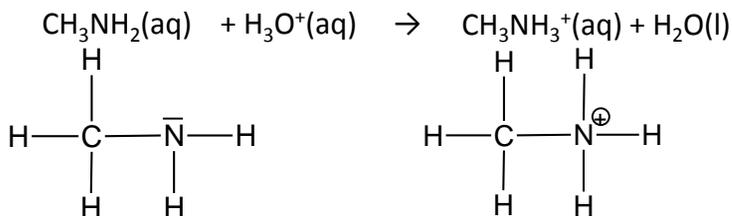
Formules semi-développées :



3. Les amines RNH<sub>2</sub>:

**Ce sont des bases.**

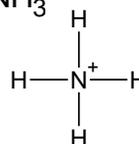
Formules de Lewis:



Formules semi-développées : H<sub>3</sub>C—NH<sub>2</sub>

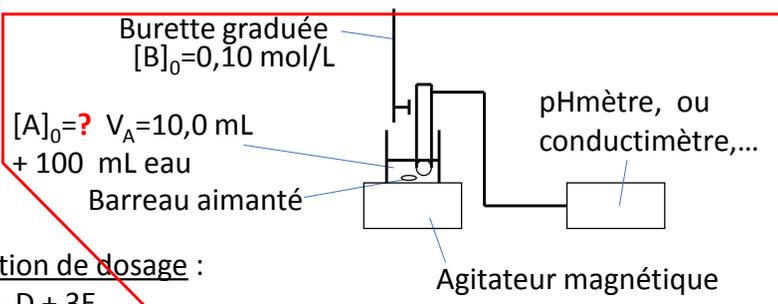
H<sub>3</sub>C—NH<sub>3</sub><sup>+</sup> ou H<sub>3</sub>C—NH<sub>3</sub><sup>+</sup>

Remarque : ion ammonium NH<sub>4</sub><sup>+</sup>



## VII. Les dosages par titrage

### 1. Dispositif :



2. Equation-bilan de la réaction de dosage :



**Réaction toujours totale et rapide.**

3. Relation à l'équivalence :

**A l'équivalence, les réactifs A et B sont introduits dans les proportions stoechiométriques de l'équation-bilan ci-dessus.**

	2A	+ 3B	+ 4C	→ D	+ 3E
EI (mol)	n <sub>Aintro</sub>	n <sub>Bversé à l'eq</sub>	excès	0	0
En cours de trans (mol)	n <sub>A</sub> - 2x	n <sub>B</sub> - 3x	excès	x	3x
EF (mol)	n <sub>A</sub> - 2x <sub>m</sub> <b>0</b>	n <sub>B</sub> - 3x <sub>m</sub> <b>0</b>	excès	x <sub>m</sub>	3x <sub>m</sub>