

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^{ème} chiffre significatif

Variation du 2^{ème} 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 $HCO_3^- + H^+ \rightarrow \cancel{H_2CO_3} \rightarrow CO_2 + H_2O$
pas stable

acide carbonique

Couple acide/base:

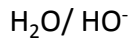
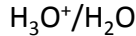
Couple acide/base : **$CO_2, H_2O/HCO_3^-$**

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:

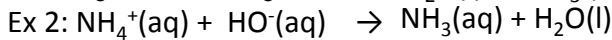
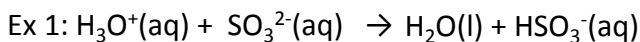
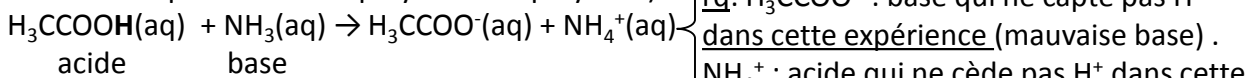


Dans certains cas (dans certaines expériences), l'eau se comporte comme un acide (il cède H^+) et dans d'autres cas l'eau se comporte comme une base (capte H^+), cela dépend des conditions expérimentales.

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:

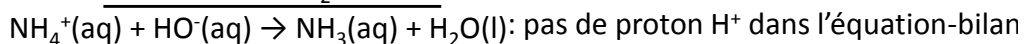
Réaction au cours de laquelle **un proton H^+ est transféré d'un acide vers une base.** (plusieurs H^+ transférés si présence d'un polyacide ou polybase).



{ Rq: H_3CCOO^- : base qui ne capte pas H^+ dans cette expérience (mauvaise base).
 NH_4^+ : acide qui ne cède pas H^+ dans cette expérience (mauvais acide).
 Donc la réaction inverse n'a pas lieu

Ex 3: Le polyacide H_3PO_4 cède 2 protons 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 H_3O^+ est $[\text{H}_3\text{O}^+]=0,20 \text{ mol/L}$ avec 30,0mL une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) Cl^- dont la concentration en ions basique hydroxyde 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. $n(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V_1 = 2,0 \cdot 10^{-1} \times 2,00 \cdot 10^{-2} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 $n(\text{HO}^-) = [\text{HO}^-] \times V_2 = 1,0 \cdot 10^{-1} \times 3,00 \cdot 10^{-2} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

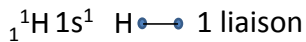


EI (mol)	$4,0 \cdot 10^{-3}$	$3,0 \cdot 10^{-3}$	excès
En cours de trans (mol)	$4,0 \cdot 10^{-3} - x$	$3,0 \cdot 10^{-3} - x$	excès
EF (mol)	$4,0 \cdot 10^{-3} - x_m$ $1,0 \cdot 10^{-3}$	$3,0 \cdot 10^{-3} - x_m$ 0	excès

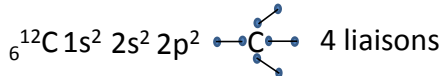
$x_m = ?$ $4,0 \cdot 10^{-3} - x_m = 0$ $x_m = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 $3,0 \cdot 10^{-3} - x_m = 0$ $x_m = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

VI. Les acides carboxyliques et les amines:

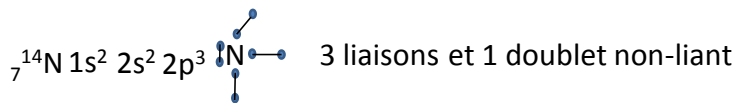
1. Atome, ion : Nombre de liaisons, représentation de Lewis.



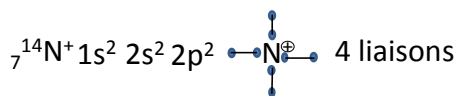
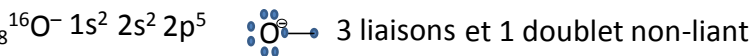
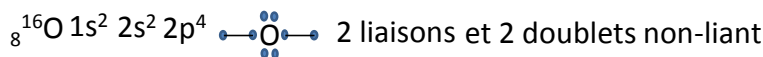
Représentation de Lewis de l'atome d'hydrogène: H•



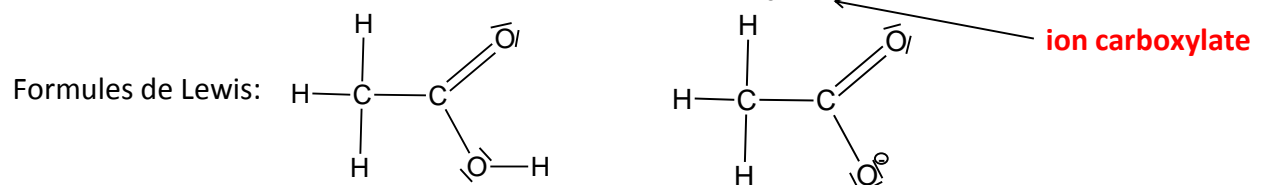
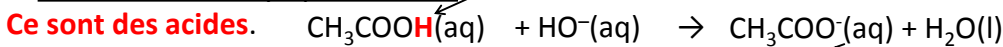
Représentation de Lewis de l'atome de carbone: •C••



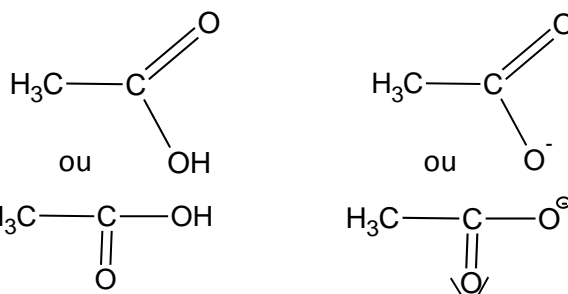
Représentation de Lewis :



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



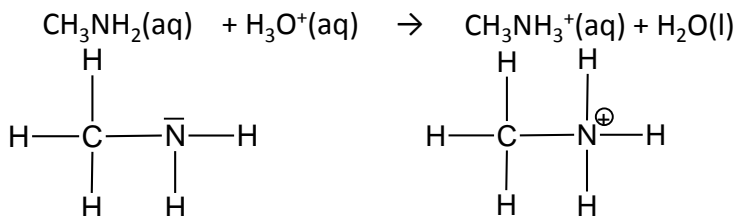
Formules semi-développées :



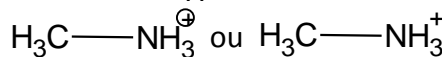
3. Les amines RNH₂:

Ce sont des bases.

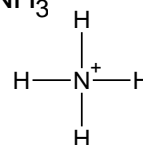
Formules de Lewis:



Formules semi-développées : H₃C—NH₂

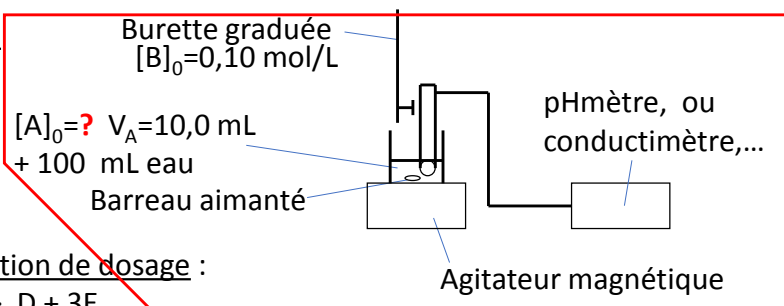


Remarque : ion ammonium NH₄⁺

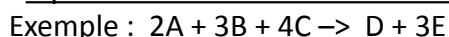


VII. Les dosages par titrage

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 _{Aintro}	n _{Bversé à l'eq}	excès	0	0
En cours de trans (mol)	n _A - 2x	n _B - 3x	excès	x	3x
EF (mol)	n _A - 2x _m 0	n _B - 3x _m 0	excès	x _m	3x _m