

Solutions d'acide chlorhydrique et de soude

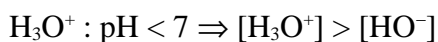
1°) Étude des solutions diluées d'acide chlorhydrique

1°) Préparation

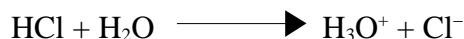
- Par dissolution du soluté : le chlorure d'hydrogène qui est sous forme gazeuse (HCL qui est un composé moléculaire)
- Dilution de solutions commerciale (! Précaution à prendre)

2°) Étude qualitative

- ✓ Solution très conductrice
⇒ Présence de beaucoup d'ions
- ✓ Test des ions chlorure (Cl^-) avec du nitrate d'argent (I) qui donne un précipité blanc qui noircit à la lumière



3°) Équation–bilan de la dissolution du soluté



Est–ce que cette solution est totale ?

Étude quantitative d'une solution :

$$\begin{aligned} \text{Solution : } \quad C &= 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \\ \text{pH} &= 2,0 \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,0} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= C \end{aligned}$$

⇒ La réaction est totale

4°) Espèce présentes dans une solution d'acide chlorhydrique

H_2O
 H_3O^+ et Cl^- : espèces majoritaires
 HO^- : ultra minoritaire donc négligeable)

5°) Calcul du pH en fonction de la concentration du soluté

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

Si les solutions ne sont pas trop diluées, on peut négliger les ions H_3O^+ provenant de l'autoprotolyse de l'eau et écrire d'après l'équation–bilan :

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

(valable si $10^{-5} < C < 10^{-1}$ (mol.L⁻¹))

II°) Solution diluée d'Hydroxyde de sodium (ou soude)

1°) Préparation

a. Par dissolution du soluté : solide ionique NaOH (Na⁺ + OH⁻), très soluble dans l'eau (! corrosif)

b. Dilution de solution concentrée

2°) Étude des solutions

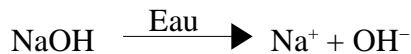
<i>C</i> (mol.L ⁻¹)	1,0.10 ⁻²	1,0.10 ⁻³	1,0.10 ⁻⁴
<i>pH</i>	12,0	11,0	10,0

$$\text{pH} = 12,0 \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-12,0} = 1,0 \cdot 10^{-12,0} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{HO}^{-1}] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^{+1}]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14,0}}{1,0 \cdot 10^{-12,0}} = 1,0 \cdot 10^{-2,0} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{HO}^{-}] = C$$

⇒ Équation-Bilan de la dissolution :



⇒ La réaction est totale

3°) Conséquences

x Espèces présentes dans une solution d'hydroxyde de sodium :



Na⁺ et HO⁻ majoritaires

H₃O⁺ (ultra minoritaire donc négligeable)

x Calcul du pH à partir de la concentration C connue :

domaine : $10^{-5} < C < 10^{-1}$ (mol.L⁻¹)

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ or } [\text{H}_3\text{O}^{+1}] = \frac{K_e}{[\text{HO}^{-1}]}$$

d'après l'équation de dissolution de NaOH dans l'eau, et en négligeant l'autoprotolyse de l'eau, on peut dire que :

$$[\text{HO}^{-}] = C$$

donc : $pH = \frac{Ke}{C} \Leftrightarrow pH = -\log Ke + \log C \Leftrightarrow pH = pKe + \log C$
ce qui équivaut à : 14,0 + log C (si l'on se trouve à 25°C)

III°) Généralisation : acides et bases forts

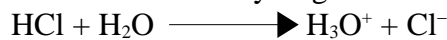
1°) Les acides forts

a) Définition (provisoire d'Arrhénius)

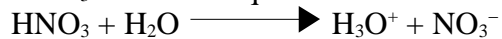
Un acide est un corps qui réagit avec l'eau en libérant des ions hydronium.
Un acide est dit fort si sa réaction avec l'eau est **totale**.

b) Exemples

HCl : Chlorure d'hydrogène → acide chlorhydrique



HNO₃ : acide nitrique



En général :



2°) Les bases fortes

a) Définition (provisoire)

Une base est un corps qui va réagir sur l'eau en libérant des ions hydroxyde
Une base est dite forte si sa réaction avec l'eau est **totale**.

b) Exemples

NaOH : hydroxyde de sodium

KOH : hydroxyde de potassium (potasse)

(Ce sont des corps ioniques qui possèdent déjà l'ion HO⁻)

En général :

