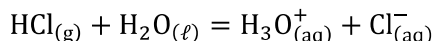


Document 7 : Acides et bases usuels

1) Acides chlorhydrique et nitrique : monoacides forts

L'acide **chlorhydrique** est une solution aqueuse du gaz HCl appelé « chlorure d'hydrogène ». Ce gaz se dissout d'abord selon $\text{HCl}_{(g)} = \text{HCl}_{(aq)}$, mais comme $\text{HCl}_{(aq)}$ est un acide fort, sa dissociation dans l'eau selon $\text{HCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} = \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ est quantitative.

Par conséquent, l'équation correcte modélisant la dissolution de $\text{HCl}_{(g)}$ dans l'eau est :

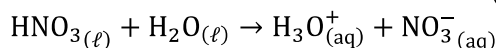


Par conséquent, une solution d'acide chlorhydrique dont on a dissous la concentration C de gaz HCl contient en réalité les ions H_3O^+ et Cl^- à la même concentration : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = C$.

Remarque : l'odeur « piquante » au-dessus d'une solution concentrée d'acide chlorhydrique est due à la libération de gaz HCl par la solution, afin d'assurer l'équilibre de la réaction ci-dessus.

L'acide **nitrique** est une solution aqueuse du liquide pur du même nom, de formule HNO_3 . Ce liquide se dissout d'abord selon $\text{HNO}_{3(\ell)} = \text{HNO}_{3(aq)}$, mais comme $\text{HNO}_{3(aq)}$ est un acide fort, sa dissociation dans l'eau selon $\text{HNO}_{3(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} = \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{NO}_3^-_{(aq)}$ est quantitative.

Par conséquent, l'équation correcte modélisant la dissolution de $\text{HNO}_{3(\ell)}$ dans l'eau est :



Cette dissolution est totale ; le corps condensé pur $\text{HNO}_{3(\ell)}$ disparaît au profit des ions H_3O^+ et NO_3^- (ion nitrate).

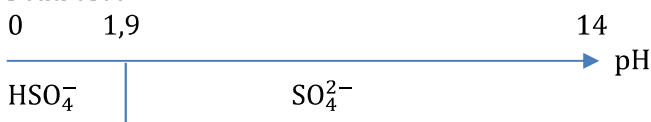
Par conséquent, une solution d'acide nitrique dont on a dissous la concentration C de HNO_3 contient en réalité les ions H_3O^+ et NO_3^- à la même concentration : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_3^-] = C$.

Remarque : L'acide nitrique concentré est encore plus corrosif que l'acide chlorhydrique car, outre le fait que c'est un acide fort, l'ion nitrate en milieu acide est également un très bon oxydant.

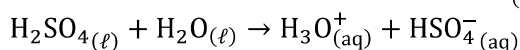
2) Acides sulfurique et phosphorique : polyacides

L'acide **sulfurique** est une solution aqueuse du liquide pur du même nom, de formule H_2SO_4 . H_2SO_4 est un **diacide**, dont la première acidité est forte (couple $\text{H}_2\text{SO}_4/\text{HSO}_4^-$), et la deuxième acidité est faible (couple $\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}$, de $\text{p}K_a = 1,9$).

Par conséquent, le diagramme de prédominance des différentes espèces de l'acide sulfurique dans l'eau est :



La dissolution du liquide H_2SO_4 commence par $\text{H}_2\text{SO}_{4(\ell)} = \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)}$, mais comme $\text{H}_2\text{SO}_{4(aq)}$ est un acide fort, sa dissociation dans l'eau selon $\text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} = \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{HSO}_4^-_{(aq)}$ est quantitative. Par conséquent, l'équation correcte modélisant la dissolution de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\ell)}$ dans l'eau est :



Cette dissolution est totale ; le corps condensé pur $\text{H}_2\text{SO}_{4(\ell)}$ disparaît au profit des ions H_3O^+ et HSO_4^- .

Par conséquent, une solution d'acide sulfurique dont on a dissous la concentration C de H_2SO_4 contient en réalité les ions H_3O^+ et HSO_4^- à la même concentration : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HSO}_4^-] = C$.

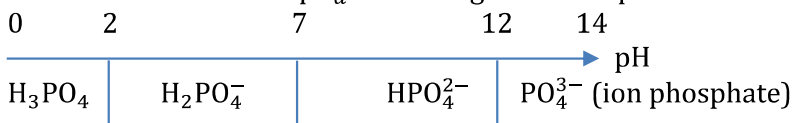
Note : ceci n'est vrai que pour les solutions concentrées. En effet, il faut que le pH après dissolution soit nettement inférieur à 1,9 pour que la seule espèce de l'acide sulfurique à prendre en compte soit HSO_4^- (voir diagramme de prédominance).

Dans le cas de solutions plus diluées, où le pH serait de l'ordre de 4 ou 5, par exemple, alors la dissolution conduit à l'espèce majoritaire SO_4^{2-} (ion sulfate). L'équation de dissolution correcte est alors : $\text{H}_2\text{SO}_{4(\ell)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\ell)} \rightarrow 2\text{H}_3\text{O}_{(\text{aq})}^+ + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$.

La solution de concentration C de H_2SO_4 contient alors les ions H_3O^+ et SO_4^{2-} aux concentrations respectives : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2C$ et $[\text{SO}_4^{2-}] = C$.

N.B. l'acide sulfurique est l'acide le plus courant dans le milieu industriel.

L'acide **phosphorique** est une solution aqueuse obtenue par dissolution du liquide de même nom, de formule H_3PO_4 , qui est un triacide, dont toutes les acidités sont faibles dans l'eau. On peut voir les différentes valeurs des $\text{p}K_a$ sur le diagramme de prédominance suivant :



Ainsi, la dissolution de l'acide phosphorique, totale, est : $\text{H}_3\text{PO}_{4(\ell)} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_{4(\text{aq})}$.

Cette réaction est alors suivie de l'équilibre $\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{aq})} = \text{H}_2\text{PO}_4^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$, peu avancé à forte concentration (pH bas, H_3PO_4 prédominant), beaucoup plus avancé à plus forte dilution.

3) Bases fortes : la soude et la potasse

On appelle **soude** la solution aqueuse du solide hydroxyde de sodium, de formule NaOH .

L'équation de dissolution, totale, est : $\text{NaOH}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$

Par conséquent, une solution de soude dont on a dissous la concentration C de NaOH contient en réalité les ions Na^+ et HO^- à la même concentration $[\text{Na}^+] = [\text{HO}^-] = C$.

On appelle potasse la solution aqueuse du solide hydroxyde de potassium, de formule KOH .

L'équation de dissolution, totale, est : $\text{KOH}_{(\text{s})} \rightarrow \text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$

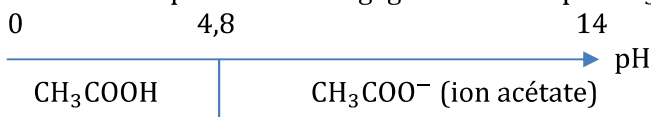
Par conséquent, une solution de potasse dont on a dissous la concentration C de KOH contient en réalité les ions K^+ et HO^- à la même concentration $[\text{K}^+] = [\text{HO}^-] = C$.

4) L'acide acétique

Vous devez connaître la formule de l'acide acétique CH_3COOH (c'est un acide carboxylique).

Ce liquide pur se dissout totalement dans l'eau selon : $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\ell)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$.

L'acide acétique est alors engagé dans le couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$, de $\text{p}K_a = 4,8$.

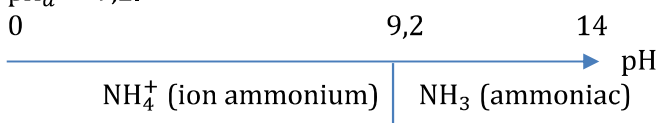


N.B. Le vinaigre est une solution aqueuse acide, contenant essentiellement de l'acide acétique.

Sa dissociation $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} = \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ y est peu avancée aux concentrations usuelles.

5) L'ammoniaque

L'**ammoniaque** est la solution aqueuse obtenue par dissolution dans l'eau du gaz ammoniac $\text{NH}_3(\text{g})$. Le gaz se dissout selon $\text{NH}_3(\text{g}) = \text{NH}_3(\text{aq})$, l'ammoniac étant alors engagé dans le couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$, de $\text{p}K_a = 9,2$.



N.B. L'ammoniaque est une solution aqueuse basique, contenant essentiellement de l'ammoniac. Sa réaction sur l'eau $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) = \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$ y est peu avancée aux concentrations usuelles.

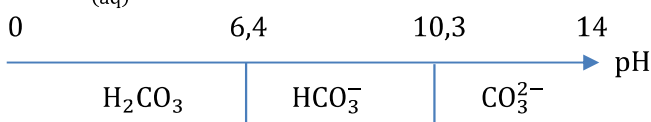
6) Le dioxyde de carbone en solution aqueuse

Le dioxyde de carbone est peu soluble dans l'eau sous sa forme moléculaire CO_2 (molécule linéaire apolaire).

Dissous dans l'eau, il a tendance à s'hydrater en acide carbonique H_2CO_3 .

Les différents équilibres sont : $\text{CO}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{aq})$ et $\text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) = \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$.

$\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ est un diacide, dont on trouve les $\text{p}K_a$ dans le diagramme suivant :



À savoir :

- L'eau de pluie est naturellement acide, à cause de la dissolution partielle du gaz CO_2 , puis de l'équilibre peu avancé : $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) = \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$;
- Le pH du sang est d'environ 7,3 ; le dioxyde de carbone hydraté y est donc majoritairement sous forme HCO_3^- , qui est l'ion couramment appelé **ion bicarbonate** (ou hydrogénocarbonate, nom officiel), et un peu sous forme H_2CO_3 ;
- Le bicarbonate de sodium NaHCO_3 est un solide ionique très soluble dans l'eau. La solution obtenue contient $\text{Na}^+(\text{aq})$ et $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$, est légèrement basique, et est utilisée couramment pour neutraliser sans danger les solutions acides (avec dégagement de CO_2 ...).
- Le carbonate de calcium (calcaire, tartre...), est un solide ionique très peu soluble dans l'eau, de formule CaCO_3 , contenant les ions Ca^{2+} et CO_3^{2-} (carbonate).