

Physique chimie terminale S
Réaction acido-basique

Chapitre I : Réaction acido-basique

A. Solution aqueuse.....	5
I. Dissolution du chlorure de sodium et du sucre dans l'eau	5
1. Pouvoir solvant de l'eau :	5
2. La dissolution des solutés ioniques dans l'eau :.....	5
3. Dissolution d'un soluté polaire dans un solvant polaire :	6
II. Solution aqueuse :	7
III. Concentration molaire et concentration massique d'une solution aqueuse	9
1. Concentration molaire en soluté apporté	9
2. Concentration massique.....	9
3. Quantité de matière.....	9
B. Couple acide-base.....	10
I. Notion d'acide AH et de base B selon Bronsted.....	10
II. Couple acide/base	10
1. Définition	10
2. Demi-équation du couple acide/base.....	11
3. Constante d'acidité et de basicité	11
III. Couples acide-base de l'eau :	13
1. Equilibre d'autoprotolyse de l'eau	13
2. Produit ionique de l'eau.....	14
C. pH d'une solution :	15
I. Échelle de pH.....	15
II. Détermination du pH d'une solution aqueuse (acide fort, base forte ; acide faible, base faible) 18	
III. Solution tampon :.....	20
1. Définition :	20
2. Préparation d'une solution tampon.....	20
D. Réaction acido-basique	23
I. Equation chimique d'une réaction acido-basique	23
II. Réaction limitée et réversible de l'acide éthanóique avec l'eau.....	23
III. Coefficient d'ionisation d'un acide faible de concentration connue	24
IV. Classification des couples acide/base en solution aqueuse.....	27

Objectif d'apprentissage	Contenus
<p>L'apprenant doit être capable de (d')</p> <ul style="list-style-type: none"> • Décrire la dissolution des composés ioniques et des composés moléculaires dans l'eau • Caractériser une solution aqueuse par sa concentration • Définir une solution aqueuse acide et une solution aqueuse basique • Etablir un couple acide/base • Ecrire la réaction d'autoprotolyse de l'eau • Caractériser une solution par son pH • Déterminer le pH d'une solution aqueuse 	<ul style="list-style-type: none"> • Dissolution du chlorure de sodium NaCl (composé ionique) et du sucre C₁₂H₂₂O₁₁ (composé moléculaire) • Solution aqueuse - <i>Solution : eau - Soluté : substance dissoute - Si soluté est un acide : on parle de solution acide - Si soluté est une base : on parle de solution basique</i> • Concentration massique, concentration en degré (°) ou pourcentage massique (%), concentration molaire. • Notion d'acide AH et de base B selon Bronsted • Définition du couple acide/base : <ul style="list-style-type: none"> - Deux espèces chimiques AH et A⁻ forment un couple acide/base s'il est possible de passer de l'un à l'autre par perte ou gain d'un proton H⁺ - Représentation d'un couple acide-base : AH/A⁻ • Demi-équation du couple acido-basique AH/A⁻ + H₂O = A⁻ + H₃O⁺ • Constante d'acidité K_A + K_A = $\frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$ A⁻ + H₂O = AH + OH⁻ • Constante de basicité K_B - K_B = $\frac{[AH][OH^-]}{[A^-]}$ • Demi-équation du couple acido-basique AH/A⁻ + H₂O = A⁻ + H₃O⁺ • Constante d'acidité K_A + K_A = $\frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$ A⁻ + H₂O = AH + OH⁻ • Constante de basicité K_B - K_B = $\frac{[AH][OH^-]}{[A^-]}$ • Equilibre d'autoprotolyse de l'eau H₂O + H₂O = H₃O⁺ + OH⁻ ou 2H₂O = H₃O⁺ + OH⁻ • Produit ionique de l'eau • Echelle de pH A 25°C, Une solution est acide si : [H₃O⁺] > à 10⁻⁷ mol.L⁻¹ ou [OH⁻] < à 10⁻⁷ mol.L⁻¹ Pour éviter de travailler avec des exposants négatifs, Sorensen introduit la notion de pH qu'il définit par : pH = -log [H₃O⁺] Il en résulte une échelle de 0 à 14 • Détermination de pH d'une solution

<ul style="list-style-type: none"> • Préparer une solution tampon • Décrire la réaction entre un acide et une base en termes de transfert de proton H⁺, d'ions H₃O⁺ • Etudier quantitativement la variation du pH d'une solution d'acide fort (acide chlorhydrique) et d'acide faible (acide éthanoïque) de même concentration C au cours de dilutions successives • Exploiter le tableau des constantes d'acidité pour classifier les acides selon leur force 	<p>aqueuse. Nous pouvons calculer le pH grâce à différentes formules :</p> <ul style="list-style-type: none"> - pH d'acides forts : $pH = -\log C_A$ - pH de bases fortes $pH = 14 + \log C_B$ - pH d'acides faibles $pH = pK_{A1} - \log C_{A2A}$ - pH de bases faibles $pH = 7 + 2 pka + 2 \log CB$ - pH des ampholytes : $pH = pK_{A1} + pK_{A2}$ - pH des solutions tampons : $pH = pka + \log [Base] / [Acide]$ <ul style="list-style-type: none"> • Solution tampon : mélange d'un acide acide faible et de sa base conjuguée • Préparation d'une solution tampon • Equation chimique d'une réaction acido-basique <p>Si l'acide A₁H réagit avec la base A₂⁻, on écrit les demi-équations dans le sens où elles se produisent : A₁H = A₁ + H⁺ A₂⁻ + H⁺ = A₂H La combinaison des 2 demi-équations donne l'équation de la réaction : A₁H + A₂⁻ = A₁ + A₂H</p> <ul style="list-style-type: none"> • Réaction limitée et réversible de l'acide éthanoïque avec l'eau • Coefficient d'ionisation d'un acide faible de concentration connue • Classification des couples acide-base par référence à l'eau
---	--

Chapitre I : réaction acido-basique

A. Solution aqueuse

I. Dissolution du chlorure de sodium et du sucre dans l'eau

1. Pouvoir solvant de l'eau :

L'eau est un solvant ionisant, dissociant, hydratant et dispersant.

2. La dissolution des solutés ioniques dans l'eau :

La dissolution d'un **composé ionique** dans l'eau se fait en trois étapes successives : **la dissociation, la solvation et la dispersion.**

- La dissociation ou la dislocation

Elle est obtenue grâce aux agitations des molécules d'eau qui, au contact du cristal ionique, rompt les liaisons électrostatiques et dissocie ou disloque le cristal.

- La solvation ou l'hydratation

Les ions en solution aqueuse s'entourent de molécules d'eau par attraction électrostatique. C'est le phénomène de solvation appelée hydratation (si le solvant est l'eau) des ions. Ainsi, en solution aqueuse, les ions sont hydratés.

- La dispersion

Sous l'effet de l'agitation thermique (agitation naturelle des molécules), les ions hydratés se répartissent progressivement dans la solution. On peut agiter mécaniquement pour accélérer cette étape.

Exemples : NaCl ; NaOH ; CuSO₄ ; NH₄Cl, ...

Equation de dissolution :



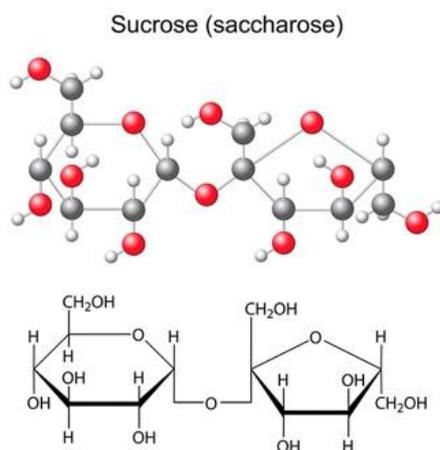
3. Dissolution d'un soluté polaire dans un solvant polaire :

Exemple : Dissolution de saccharose de formule $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (s). dans l'eau

On agite. On obtient une solution homogène. C'est de l'eau sucrée : solution aqueuse de saccharose. Cette solution ne conduit pas le courant électrique.

Cette solution est constituée de molécules de saccharose parmi des molécules d'eau.

La molécule de saccharose est une molécule polaire du fait de la présence de plusieurs liaisons polarisées C - O et O - H.



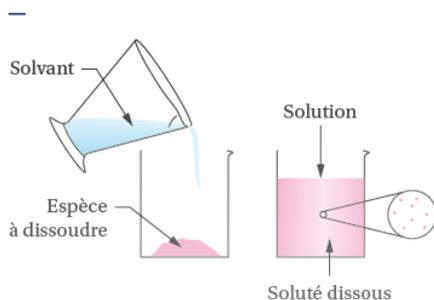
Applications :

- a) Donner la formule chimique des sels suivants : sulfate de potassium, nitrate d'ammonium, chlorure de calcium, sulfate de magnésium, Carbonate de sodium
- b) Quels sont les ions qui les constituent
- c) Ecrire l'équation de dissolution de ces sels dans l'eau

Formule chimique	Ion constitutif	Equation de dissolution
Sulfate de potassium K_2SO_4	Ion sulfate : SO_4^{2-} Ion potassium : K^+	$K_2SO_4 \rightarrow 2K^+ + SO_4^{2-}$
Nitrate d'ammonium NH_4NO_3	Ion nitrate : NO_3^- Ion ammonium : NH_4^+	$NH_4NO_3 \rightarrow NO_3^- + NH_4^+$
Chlorure de calcium $CaCl_2$	Ion chlorure : Cl^- Ion calcium : Ca^{2+}	$CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$
Sulfate de magnésium $MgSO_4$	Ion sulfate : SO_4^{2-} Ion magnésium : Mg^{2+}	$MgSO_4 \rightarrow Mg^{2+} + SO_4^{2-}$
Carbonate de sodium Na_2CO_3	Ion carbonate : CO_3^{2-} Ion sodium : Na^+	$Na_2CO_3 \rightarrow 2Na^+ + CO_3^{2-}$

II. Solution aqueuse :

Une solution aqueuse est un mélange homogène obtenu par la dissolution d'un **soluté** (solide, liquide, gazeux) dans un **solvant** (eau).



- Si le soluté est un acide, alors on a **une solution acide**

Exemple : Vinaigre commercial à 6%

- Composition : acide acétique CH_3COOH
- 6° : concentration en degré
- Nature : solution acide

- Si le soluté est une base, alors on a **une solution basique**

Exemple : bicarbonate de soude à 5%

- Composition : bicarbonate de soude
- 5° : concentration en degré
- Nature : solution basique

Application :

Classez les solutions suivantes en solutions acides ou basiques :

- Solution d'hydroxyde de sodium à 8% - **Solution basique**
- Solution d'acide chlorhydrique à 3% - **Solution acide**
- Solution de soude caustique à 10% - **Solution basique**
- Solution d'ammoniac à 6% - **Solution basique**

III. Concentration molaire et concentration massique d'une solution aqueuse

Une solution est caractérisée par sa concentration

1. Concentration molaire en soluté apporté

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

, avec n soluté en mol et V en L, C en mol/L

2. Concentration massique

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

Où C_m : en (g/L) ou en % ou en (°)

$m_{\text{soluté}}$: en (g)

V_{solution} : en (L)

3. Quantité de matière

$$n = \frac{m}{M}$$

M : masse molaire de la solution en g/L, n en mol

Applications :

I- On dissout 100 mg de nitrate de potassium KNO_3 dans 0,800 L d'eau. Quelle est la concentration massique de cette solution ?

II- Quelle est la concentration molaire d'une solution renfermant 10g de H_2SO_4 par litre ?

Données: $M(\text{H})= 1\text{g/mol}$; $M(\text{O})=16\text{g/mol}$; $M(\text{S})= 32\text{g/mol}$

Solution :

I. Concentration massique de la solution de nitrate de potassium

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

$$C_m = \frac{0,1}{0,8}$$

$$C_m = 0,125 \text{ g/L}$$

II. Concentration molaire de l'acide sulfurique :

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad \text{avec } n = \frac{m}{M} \quad \text{donc } C = \frac{m}{M \times V}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = (2 \times 1) + 32 + (16 \times 4) = 98 \text{ g/mol}$$

$$C = 0,102 \text{ mol/L}$$

B. Couple acide-base

I. Notion d'acide AH et de base B selon Bronsted

Selon Bronsted :

Un acide est une espèce chimique capable de **céder** un ou plusieurs proton(s).

Une base est une espèce chimique capable de **capter** un ou plusieurs proton(s).

On note l'acide **AH** ou **BH⁺** et la base **B** ou **A⁻**

Applications :

Indiquez si les substances suivantes sont des acides ou des bases:

- a) HCl **Acide**
- b) NaOH **Base**
- c) H₂CO₃ **Acide**
- d) NH₃ **Base**
- e) CH₃COO⁻ **base**
- f) NH₄⁺ **acide**

II. Couple acide/base

1. Définition

L'acide AH ou BH⁺ qui perd un ion H⁺ devient une base A⁻ ou B que l'on dit **conjugué**

L'acide et la base conjuguée forment un couple appelé : **couple acide/base**

On représente le couple acide base par AH / A⁻ ou BH⁺/B

2. Demi-équation du couple acide/base

Pour un acide et son base conjuguée, on a : **AH → H⁺ + A⁻**

Pour une Base et son acide conjugué, on a : **B + H⁺ → BH⁺**

Applications :

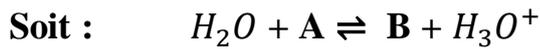
- 1) Associez chaque élément avec son acide ou base conjugué(e)
- 2) Ecrire le couple acide /base ainsi formé
- 3) Donner les demi-équations de chaque couple

Entité	Base conjuguée	Acide conjugué	Couple acide /base	Demi-équation
NH ₃		NH₄⁺	NH₄⁺ / NH₃	NH₃ + H⁺ → NH₄⁺
OH ⁻		H₂O	H₂O / OH⁻	OH⁻ + H⁺ → H₂O
CO ₃ ²⁻		HCO₃⁻	HCO₃⁻ / CO₃²⁻	CO₃²⁻ + H⁺ → HCO₃⁻
CH ₃ NH ₂		CH₃NH₃⁺	CH₃NH₃⁺ / CH₃NH₂	CH₃NH₂ + H⁺ → CH₃NH₃⁺
HCl	Cl⁻		HCl / Cl⁻	HCl → Cl⁻ + H⁺
H ₂ SO ₄	HSO₄⁻		H₂SO₄ / HSO₄⁻	H₂SO₄ → HSO₄⁻ + H⁺
HNO ₂	NO₂⁻		HNO₂ / NO₂⁻	HNO₂ → NO₂⁻ + H⁺

3. Constante d'acidité et de basicité

a) Constante d'acidité :

Si on introduit un acide A appartenant au couple acide-base A/B dans l'eau, il se produit une réaction acido-basique avec la base H₂O appartenant au couple H₃O⁺/H₂O



La constante d'acidité notée K_a est définie par :

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [B]}{[A]}$$

$[H_3O^+]$: représente la concentration des ions H_3O^+
 $[B]$ est la concentration de l'ion conjugué de l'acide
 $[A]$ est la concentration de l'acide A non dissocié.

b) constante de basicité :

Si on introduit une base B appartenant au couple acide-base A/B dans l'eau, il se produit une réaction acido-basique avec l'acide H_2O appartenant au couple H_2O/OH^-

La constante de basicité notée K_b est définie par :

$$K_b = \frac{[OH^-] \cdot [A]}{[B]} \quad \left\{ \begin{array}{l} [OH^-] : \text{représente la concentration des ions } OH^- \\ [B] \text{ est la concentration de la base non dissociée} \\ [A] \text{ est la concentration de l'acide A conjugué} \end{array} \right.$$

Les valeurs des constantes K_a, K_b permettent de comparer les acides entre eux et les bases entre elles.

Pour faciliter ces comparaisons, les chimistes utilisent la notation

$$pK_a = -\log(K_a) \quad \text{et} \quad pK_b = -\log(K_b)$$

Remarque :

K_a, K_b : sont des grandeurs sans unité qui dépendent de la température

Pour le même couple, $K_a \times K_b = [H_3O^+] \times [OH^-] = K_e$

Applications :

L'acide acétique (CH_3COOH) a une constante d'acidité $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ mol/L. Si sa concentration est de 0,1 mol/L, quelle est la concentration en ions hydronium (H_3O^+) dans la solution après dissociation ?

- 0,18 mol/L
- $1,8 \times 10^{-5}$ mol/L
- $1,8 \times 10^{-6}$ mol/L
- 0,02 mol/L

Quelle est la valeur du pKa ?

- 5,74
- 4,75
- 5
- 4

L'ammoniac (NH_3) a une constante d'acidité $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ mol/L. Quelle est la constante de basicité K_b de l'ammoniac ?

- $5,6 \times 10^{-10}$ mol/L
- $1,0 \times 10^{-14}$ mol/L
- $5,6 \times 10^{-6}$ mol/L
- $1,8 \times 10^{-5}$ mol/L

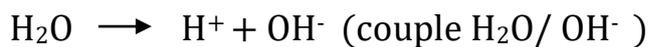
Quelle est la valeur du pKb ?

- 9,25
- 14
- 5,25
- 4,75

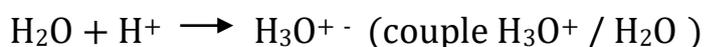
III. Couples acide-base de l'eau :

1. Equilibre d'autoprotolyse de l'eau

L'eau se comporte comme un acide:



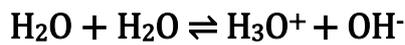
L'eau se comporte comme une base :



H₂O se comporte comme un acide ou comme une base, c'est un **ampholyte** ou **amphotère**

La réaction d'auto-ionisation de l'eau est appelée **réaction d'autoprotolyse de l'eau**.

L'équation bilan de l'autoprotolyse de l'eau s'écrit :



2. Produit ionique de l'eau

Pour l'eau, le produit des concentrations des ions H₃O⁺ et OH⁻ est une constante notée **Ke** et appelée produit ionique de l'eau.

$$\mathbf{Ke = [H_3O^+] \times [OH^-]}$$

Ke est sans unité et sa valeur ne dépend que de la température.

Exemples : à T = 25°C Ke = 10⁻¹⁴,

à T = 60°C Ke = 9,6.10⁻¹⁴

Applications :

Exercice 1 :

À 25°C, la concentration en ions hydroxyde (OH⁻) dans une solution est de 2,5 x 10⁻⁹ mol/L. Calculez la concentration en ions hydronium (H₃O⁺) dans cette solution.

Solution

$$Ke = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 2,5 \times 10^{-9} \text{ mol/L.}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{Ke}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

C. pH d'une solution :

I. Échelle de pH

Le pH d'une solution est défini par :

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

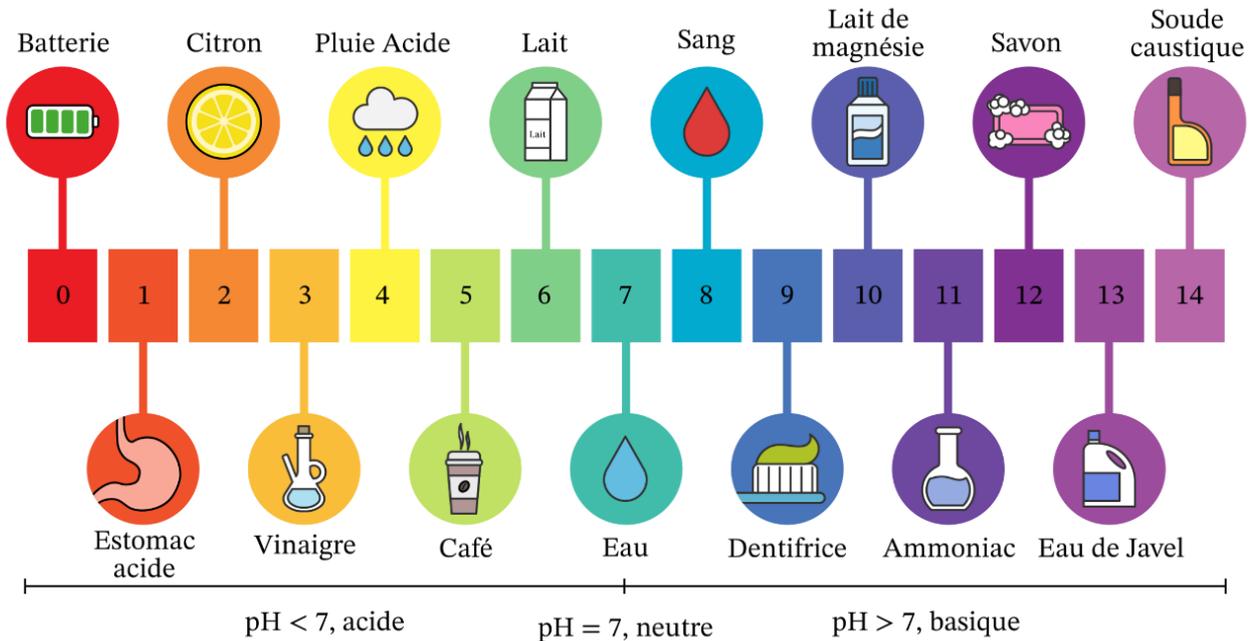
Soit $\text{pKa} = \text{pH} - \log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$

Il existe quatre façons de déterminer la nature d'une substance à partir du pH: le papier tournesol, le papier pH, les indicateurs acidobasiques, le pH-mètre

Le papier tournesol,	Papier pH	Le pH-mètre	Indicateurs acidobasiques
			

Lors de la comparaison entre le papier pH coloré et l'étalon fourni, la valeur du pH de la solution pourra être identifiée. Selon cette valeur, la nature de la substance pourra être déterminée.

L'échelle de pH



Applications :

Application 01 :

1. Déterminer le pH de chacune des solutions :

a) $[H_3O^+] = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

b) $[OH^-] = 10^{-5} \text{ mol/L}$

2. Déterminer la concentration en ions H_3O^+ d'une solution dont :

a) $pH = 11$

b) $pH = 2,4$

Solution

1. Détermination des pH

a) $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(3 \cdot 10^{-3}) = 2,52$

b) $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(K_e/[OH^-]) = -\log(10^{-14}/10^{-5}) = -\log 10^{-9} = 9$

2. Détermination de $[H_3O^+]$.

a) $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11} \text{ mol/L}$

b) $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,4} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Application 2:

Un jus de citron a un $pH = 2,3$ à $25^{\circ}C$.

1. Calculer la concentration molaire des ions hydroniums et des ions hydroxyde présents dans ce jus.

2. Calcule la quantité de matière de ces mêmes ions dans un verre contenant 100 cm^3 de jus de citron.

Le produit ionique de l'eau est $K_e = 10^{-14}$.

Solution :

1. Concentration molaire en ions hydroniums et ions hydroxydes

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}.$$

$$D'où $[H_3O^+] = 10^{-2,3} = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L.}^{-1}$.$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]}$$

$$D'où $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{5,01 \cdot 10^{-3}} = 1,99 \cdot 10^{-12} \text{ mol. L.}^{-1}$$$

2. Calcul de la quantité de matière de ces mêmes ions dans un verre contenant 100 cm^3 de jus de citron

$$[H_3O^+] = \frac{n_{H_3O^+}}{V}$$

$$D'où $n(H_3O^+) = [H_3O^+] \cdot V = 5,01 \cdot 10^{-3} \times 100 \cdot 10^{-3}$$$

$$n(H_3O^+) = 5,01 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$[OH^-] = \frac{n_{OH^-}}{V}$$

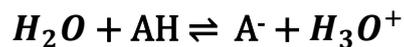
$$D'où $n_{OH^-} = [OH^-] \times V = 1,99 \cdot 10^{-12} \times 100 \cdot 10^{-3}$$$

$$n_{OH^-} = 1,99 \cdot 10^{-13} \text{ mol}$$

II. Détermination du pH d'une solution aqueuse (acide fort, base forte ; acide faible, base faible)

- Un **acide fort** est un acide réagissant totalement avec l'eau. Si sa concentration est C , alors $\text{pH} = -\log[C]$

- Un **acide faible** AH réagit avec l'eau selon une **réaction limitée**.

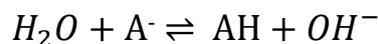


Si sa concentration est C_A , alors :

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pK}_A - \frac{1}{2} \log C_A$$

- Une **base forte** réagit avec l'eau selon une **réaction totale**. Pour une concentration C , on a. $\text{pH} = 14 + \log[C]$

- Une **base faible** A^- réagit avec l'eau selon une **réaction limitée**



Si sa concentration est C_B , alors :

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_A + \frac{1}{2} \log C_B$$

- pH des ampholytes

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pK}_{A_1} + \frac{1}{2} \text{pK}_{A_2}$$

Applications :

Application 1 : Texte à trou :

Complétez les phrases suivantes en utilisant les termes appropriés : K_a , pH ou pKa.

- Plus le **pKa** d'un acide est élevé, plus il est faible.
- Le **pKa** d'un acide fort est proche de zéro.
- Un acide avec un **pKa** élevé a une constante d'acidité **Ka** faible.

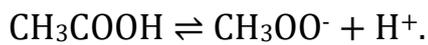
Application 2 :

L'acide acétique (CH_3COOH) est un acide faible de concentration $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. La constante d'acidité (K_a) cet acide est d'environ $1,8 \times 10^{-5}$.

- a) Ecrire l'équation de dissociation de cet acide dans l'eau.
- b) Calculer le pKa de l'acide acétique
- c) En déduire le pH de cette solution

Solution :

- a) Sa réaction de dissociation:



- b) Calcul du pKa

$$\text{pKa} = -\log (1,8 \times 10^{-5}).$$

$$\text{pKa} = 4,75.$$

- c) Calcul du pH

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pK}_A - \frac{1}{2} \log C_A$$

$$= \frac{1}{2} \times 4,75 - \frac{1}{2} \log (5 \cdot 10^{-2})$$

$$\text{pH} = 3,02$$

III. Solution tampon :

1. Définition :

Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu lorsque l'on y ajoute une faible quantité d'acide ou de base, ou lorsqu'on la dilue légèrement. Son efficacité augmente avec la concentration de ses composants.

Une solution tampon est composée :

- soit d'un acide faible HA et de son anion A⁻.

Il s'agit par exemple du couple CH₃COOH/CH₃COO⁻

- soit d'une base faible B et de son cation BH⁺ comme le couple NH₄⁺/NH₃.

Le pH d'une solution tampon est donné par :

$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{Base}]}{[\text{acide}]}$$

2. Préparation d'une solution tampon

Il y a deux méthodes pour préparer des solutions tampons.

- La première consiste à mélanger un acide faible (ou une base faible) avec un sel de sa base conjuguée (ou de son acide conjugué).
- Dans la seconde méthode, on prend une solution d'acide faible dont on neutralise la moitié à l'aide d'une base forte. Cela fonctionne aussi avec une base faible, dont la moitié est neutralisée par un acide fort.

Dans les deux cas, on a un couple acide/base faibles conjugués, en solution.

On trouve dans le sang humain une solution tampon physiologique formée par le couple H₂CO₃/HCO₃⁻ qui maintient le pH sanguin entre 7,35 et 7,45

Applications :

On dispose de 100 ml d'une solution contenant 0,100 mol d'ammoniac

NH_3 et 0,100 mol d'ion ammonium NH_4^+ .

On ajoute à cette solution 0,0200 mol d'acide nitreux HNO_2 , l'augmentation du volume de la solution est négligeable.

1. Déterminer la valeur du pH de la solution avant l'ajout de l'acide nitreux.
2. l'équation-bilan de la réaction se produisant dans la solution quand on rajoute l'acide nitreux s'écrit comme suit : $\text{HNO}_2 (\text{aq}) + \text{NH}_3 (\text{aq}) \rightarrow \text{NO}_2^- (\text{aq}) + \text{NH}_4^+ (\text{aq})$. La réaction est totale
2. Dresser le tableau d'avancement (attention, à l'état initial la quantité d'ion NH_4^+ n'est pas nulle. Et bien réfléchir pour cette quantité à l'état final).
3. S'aider du tableau d'avancement pour déterminer le pH de la solution une fois la réaction terminée. Qu'en conclue-t-on ?

Solution :

1- Valeur du pH de la solution avant l'ajout de l'acide nitreux

$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

2- Tableau d'avancement

Dans le volume V de solution, les quantités en NH_3 et NH_4^+ sont les mêmes donc les concentrations aussi d'où $\text{pH} = \text{pK}_A = 9,2$ ($\log 1 = 0$)

Equation chimique		$\text{HNO}_2(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{NO}_2^-(\text{aq}) + \text{NH}_4^+(\text{aq})$			
Etat du système	Avancement	Quantités de matière (mol)			
Etat initial	$x = 0$	0,02	0,01	0	0,1
En cours de transformation	x	$0,02 - x$	$0,01 - x$	x	$0,1 + x$
Etat final	x_f	$0,02 - x_f$	$0,01 - x_f$	x_f	$0,1 + x_f$
		0	0,08	0,02	0,12

3- le pH de la solution une fois la réaction terminée.

$$[\text{NH}_3]_{eq} = \frac{n(\text{NH}_3)_{eq}}{V} = \frac{0,08}{10^{-1}} = 0,8 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NH}_4^+]_{eq} = \frac{n(\text{NH}_4^+)_{eq}}{V} = \frac{0,12}{10^{-1}} = 1,2 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{NH}_3]_{eq}}{[\text{NH}_4^+]_{eq}} = 9,2 + \log \frac{0,8}{1,2}$$

$$\text{pH} = 9$$

Conclusion :

De l'acide a été ajouté à la solution, le pH est passé de 9,2 à 9,0 ; il a donc peu varié : il s'agit d'une solution tampon.

D. Réaction acido-basique

I. Equation chimique d'une réaction acido-basique

Toute réaction acido-basique fait intervenir l'acide d'un couple acide 1 / base 1 qui donne un proton (ion H^+) à la base d'un autre couple acide 2 / base 2 :



En ajoutant membre à membre, on obtient :



II. Réaction limitée et réversible de l'acide éthanoïque avec l'eau

L'acide éthanoïque ou acide acétique est un *liquide incolore* à la température ordinaire, *corrosif* et possède une *odeur caractéristique*. C'est le composant essentiel du vinaigre

En fonction des conditions expérimentales, sa réaction avec l'eau peut se déplacer dans le sens de formation des produits (ions acétate et hydronium) ou dans le sens inverse de formation des réactifs (acide éthanoïque et eau) : la réaction est **réversible**

Cette réaction n'atteint pas une conversion totale des réactifs en produits : Lorsqu'elle atteint l'équilibre, il y a une concentration finale d'ions acétate (CH_3COO^-) et d'ions hydronium (H_3O^+), mais il reste également une concentration significative d'acide éthanoïque (CH_3COOH) et d'eau (H_2O) : la réaction est **partielle et limitée**



Donc la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau est **réversible, partielle et limitée**

Tout comme l'acide éthanoïque, la réaction de tous les autres **acides faibles** avec l'eau est **partielle, limitée et réversible**

III. Coefficient d'ionisation d'un acide faible de concentration connue

Le **coefficient d'ionisation α** d'un acide est le **rapport** de la quantité de molécules d'acide dissociées à la quantité de molécules d'acide mises en solution.

Pour un acide faible qui réagit avec l'eau selon l'équation :



Le coefficient d'ionisation se calcule en utilisant la relation :

$$\alpha = \frac{n_{A^-}}{n_{AH}} = \frac{[A^-]}{[AH]}$$

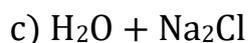
Dans le cas de l'acide éthanoïque on a :

$$\alpha = \frac{n_{CH_3COO^-}_{\text{solution}}}{n_{CH_3COOH}_{\text{introduit}}} = \frac{[CH_3COO^-]_{\text{solution}}}{[CH_3COOH]_{\text{introduit}}} \simeq \frac{[H_3O^+]}{C_A}$$

Applications :

Exercice 01 :

Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'acide chlorhydrique (HCl) et l'hydroxyde de sodium (NaOH). Quels sont produits de la réaction



Exercice 02 :

On va étudier l'avancement de la réaction de l'acide nitrique HNO_3 avec l'eau pour une solution S de volume $V = 50 \text{ mL}$ et de concentration apportée en acide $C = 2.10^{-2} \text{ mol/L}$. Le pH de la solution S est égal à 1,70.

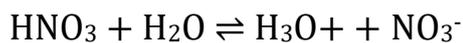
a- Écrire la réaction acido-basique entre l'acide nitrique et l'eau. Quels sont les couples acide/base mis en jeu ?

b- Établir le tableau d'avancement de la réaction

c- Calculer l'avancement final et maximal de la réaction. Conclure sur la force de l'acide.

Solution :

a- La réaction acido-basique entre l'acide nitrique (HNO_3) et l'eau (H_2O) :



Les couples acide/base mis en jeu sont :

Acide nitrique (HNO_3) / Ion nitrate (NO_3^-)

Ion hydronium (H_3O^+) / Eau (H_2O)

b- Établissement du tableau d'avancement :

On suppose que l'avancement de la réaction est "x" mol.

$$n_0(\text{HNO}_3) = C.V = 2.10^{-2} \times 50.10^{-3} = 10^{-3} \text{ mol}$$

Equation chimique		$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$			
Etat du système	Avancement	Quantités de matière (mol)			
Etat initial	$x = 0$	$n_0 = 10^{-3}$	En excès	0	0
En cours de transformation	x	$10^{-3} - x$	En excès	x	x
Etat final	x_f	$10^{-3} - x_f$	En excès	x_f	x_f

c) Calcul de l'avancement final et maximal de la réaction.

$$x_f = [H_3O^+]_f \cdot V$$

$$\text{comme } [H_3O^+]_f = 10^{-pH}$$

$$x_f = 10^{-pH} \cdot V$$

$$= 10^{-1,70} \times 50 \cdot 10^{-3}$$

$$x_f = 9,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \approx 10^{-3} \text{ mol}$$

Avancement maximal en considérant l'acide nitrique comme réactif limitant :

$$n_0(\text{HNO}_3) - x_{\max} = 10^{-3} - x_{\max} = 0$$

$$\text{donc } x_{\max} = 10^{-3} \text{ mol}$$

$$x_{\max} = x_f$$

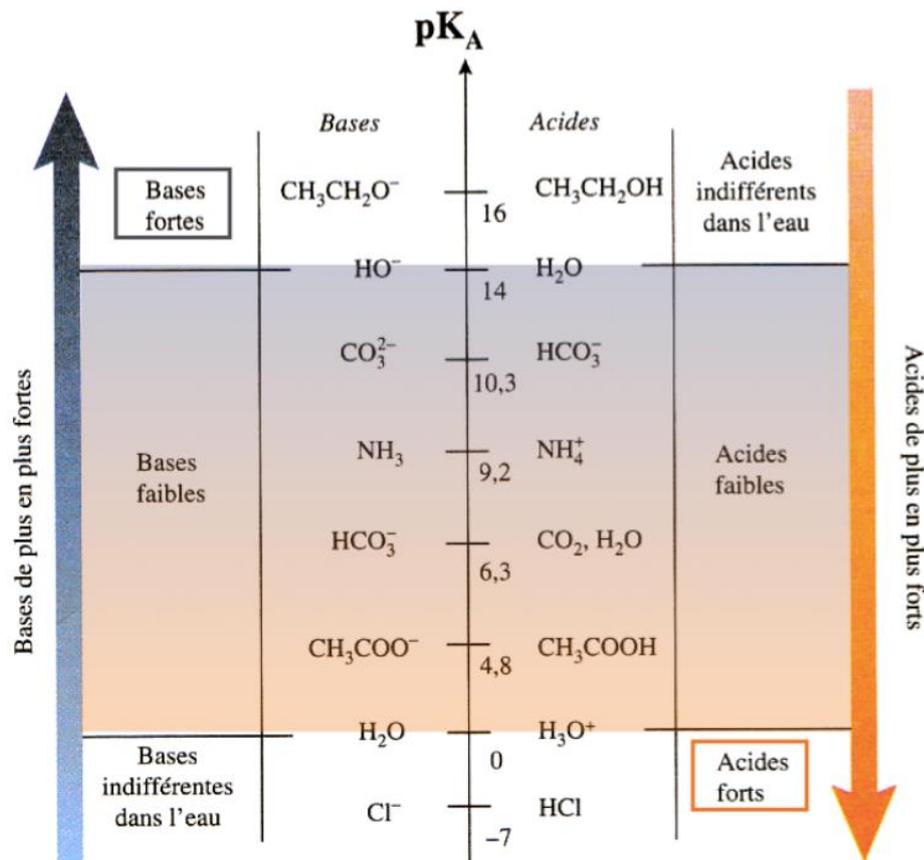
donc la réaction est totale.

Le taux d'avancement est égal à 100 %. L'acide nitrique est un acide fort, il se dissocie totalement dans l'eau.

IV. Classification des couples acide/base en solution aqueuse

- Un acide est d'autant plus fort que la constante d'acidité K_a du couple est grande et que le pK_a est petit.
- Une base est d'autant plus forte que la constante d'acidité K_a du couple est petite et que le pK_a est grand.

On peut représenter cela sur l'échelle des pK_a



Applications :

Exercice :

Une solution aqueuse $2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ de méthylamine CH_3NH_2 a un $pH = 12$.

1) Quel serait le pH d'une solution aqueuse d'hydroxyde de potassium de même concentration ?

Que peut-on dire de la réaction d'ionisation de la méthylamine dans l'eau?
2) Faites le bilan qualitatif des espèces présentes dans la solution aqueuse de méthylamine.

3) Calculez les concentrations de toutes les espèces chimiques recensées.

Solution

1. pH de la solution d'hydroxyde de potassium de concentration C

KOH est une base forte, donc complètement dissociée

$$[\text{KOH}] = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{KOH}] = 2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$\text{Log } K_e = \log [\text{H}_3\text{O}^+] + \log [\text{OH}^-]$$

$$\text{Log } K_e = \log [\text{H}_3\text{O}^+] + \log [\text{OH}^-]$$

$$\text{Log } 10^{-14} = -\text{pH} + \log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-]$$

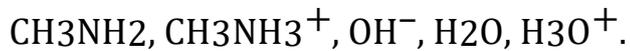
$$\text{pH} = 14 + \log [2,0 \cdot 10^{-1}]$$

$$\text{pH} = 14 - 0,7$$

$$\text{pH} = 13,3$$

Comme le pH est plus petit pour la **méthylamine**, on peut dire que la réaction d'ionisation dans l'eau est incomplète. Nous sommes donc en présence d'une **base faible**.

2) Puisque la méthylamine est une base faible, nous avons un équilibre. Il y a donc les espèces suivantes dans la solution aqueuse :



3) Calcul des concentrations des espèces listées ci-dessus :

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

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-14+12} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

L'électroneutralité :

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} - 10^{-12} \cong 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Conservation de la masse :

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = C_0 - [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 2,0 \cdot 10^{-1} - 10^{-2} = 0,19 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 0,19 \text{ mol.L}^{-1}$$