

I. Introduction

L'eau naturellement présente dans la nature est une solution qui contient non seulement des molécules d'eau, mais également diverses substances chimiques, car l'eau est un solvant très efficace. Parmi ces substances, on trouve des ions inorganiques, des gaz dissous, des matières organiques en dissolution, ainsi que des matières solides telles que des colloïdes, des particules fines et des solides en suspension. On y trouve également des éléments biologiques tels que des bactéries et des virus. Bien que la structure de l'eau soit fondamentalement simple, elle possède des propriétés physico-chimiques distinctes. Ces caractéristiques ont une grande importance pour la qualité et le traitement de l'eau.

II. Propriétés des eaux**II.1. Propriétés physiques**

Les propriétés physiques les plus intéressantes pour le traitement de l'eau sont les suivantes :

II.1.1. Masse volumique

La masse volumique varie avec la température et la pression. Pour l'eau pure, cette variation est la suivante

Tableau N01 : Variation de la masse volumique de l'eau en fonction de la température

T°C	Masse volumique (kg.dm ⁻³)	T°C	Masse volumique (kg.dm ⁻³)
0.00	0.99987	20	0.99828
4	1	25	0.99707
10	0.99973	30	0.99567
15	0.99913	100	0.95838

L'eau de mer, de salinité 35 g.l⁻¹, a une masse volumique moyenne de 1,0281 kg.l⁻¹ à 0 °C; une variation de salinité de 1 g.l⁻¹ fait varier la masse volumique de 0,0008 kg.l⁻¹.

Le volume d'eau décroît d'environ 0,048 % chaque fois que la pression augmente d'une atmosphère.

L'eau de mer, avec une concentration en sel de 35 g/litre, a une masse volumique moyenne de 1,0281 kg/litre à 0 °C. Chaque augmentation d'un gramme par litre dans la salinité entraîne une augmentation de 0,0008 kg/litre dans la masse volumique.

II.1.2. Température d'ébullition

La température d'ébullition de l'eau est anormalement élevée lorsqu'on la compare à celle de composés de masse moléculaire similaire, mais qui contiennent plusieurs atomes d'hydrogène.

II.1.3. Tension superficielle et capillarité

La tension superficielle présente une force de traction qui en s'exerçant sur la surface de l'eau tend à réduire l'étendue de cette surface, Un exemple illustratif est celui d'un insecte marchant sur la surface de l'eau sans s'enfoncer.

L'addition de sels dissous augmente généralement la tension superficielle, Le phénomène de la tension superficielle explique la possibilité de former des bulles de savon, tandis qu'il est impossible de le faire avec de l'eau pure seule. En effet, l'eau pure présente une forte tension superficielle. Cependant, en ajoutant des agents tensioactifs tels que le savon à l'eau, ces forces sont réduites de plus de dix fois, ce qui permet de créer des bulles de grande taille en utilisant seulement une petite quantité de liquide.

La capillarité se réfère à la montée de l'eau à travers de minuscules espaces, comme les petits pores dans le sol ou dans un tube étroit. Un exemple courant est l'eau qui monte dans un morceau de papier essuie-tout lorsque vous le plongez partiellement dans un liquide, en raison de la capillarité.

II.1.4. La Viscosité

C'est la propriété qu'a un liquide d'opposer une résistance aux divers mouvements soit internes, soit globaux, comme l'écoulement. Elle est à la base des pertes de charge et joue donc un rôle important en traitement d'eau. Elle diminue lorsque la température croît (Tableau N02).

Tableau N02 : la température (T°C) et la viscosité dynamique en milli pascal-seconde (mPa·s).

T°C	Viscosité Dynamique (mPa·s)	T°C	Viscosité Dynamique (mPa·s)
0	1.797	20	1.007
5	1.523	25	0.895
10	1.301	30	0.8
15	1.138	35	0.723

Par contre, elle augmente avec la teneur en sels dissous, l'eau de mer est donc nettement plus visqueuse que l'eau de rivière.

Tableau N03 :

Salinité (ion Cl ⁻ en g.l ⁻¹)	Viscosité Dynamique à 20°C (mPa·s)
4.8	1.007
12	1.021
16	1.035
20	1.052
24	1.068
28	1.085

II.1.5. La pression osmotique

La pression osmotique est la pression exercée par un liquide (généralement de l'eau) lorsqu'il traverse une membrane pour équilibrer la concentration de solutés de part et d'autre de la membrane. Cela se produit lorsque l'eau passe d'une région de faible concentration de solutés à une région de concentration plus élevée à travers une membrane semi-perméable.

Par exemple, si vous mettez une cellule végétale dans de l'eau pure, l'eau pénétrera dans la cellule à travers la membrane cellulaire pour équilibrer les concentrations de solutés à l'intérieur et à l'extérieur de la cellule. La pression exercée par cette entrée d'eau pour équilibrer les concentrations est la pression osmotique. Cela peut rendre la cellule végétale plus rigide et gonflée.

Ce paramètre est essentiel dans le dimensionnement des systèmes d'osmose inverse.

II.2. Propriétés électriques

II.2.1. la conductivité électrique

La conductivité électrique de l'eau est une mesure de sa capacité à permettre le passage de l'électricité. Elle dépend de la présence d'ions dissous, tels que les ions sodium (Na) et chlorure (Cl⁻), ainsi que des ions hydronium (H₃O⁺) et hydroxyde (OH⁻). Ces derniers résultent de la dissociation de l'eau elle-même :



En général, plus l'eau contient d'ions, y compris les ions hydroniums (H₃O⁺) et hydroxyde (OH⁻), plus sa conductivité électrique est élevée. Dans le cas de l'eau pure, la conductivité est très faible car elle contient très peu d'ions dissous.

On peut également la définir comme l'aptitude à conduire ou transmettre la chaleur, l'électricité ou le son. Les unités courantes pour la conductivité électrique sont les Siemens par mètre [S/m] ou les microsiemens par centimètre [$\mu\text{S}/\text{cm}$]. Ou en microohms par centimètre [$\mu\Omega/\text{cm}$]/ [$\mu\text{ohms}/\text{cm}$].

Conductivité typique des eaux:

Eau ultra-pure : $5.5 \cdot 10^{-6}$ S/m, Eau potable : 0.005 – 0.05 S/m, Eau de mer : 5 S/m

Cette propriété est importante pour évaluer la qualité de l'eau, notamment dans les contextes environnementaux et industriels.

II.3. états des impuretés dans l'eau

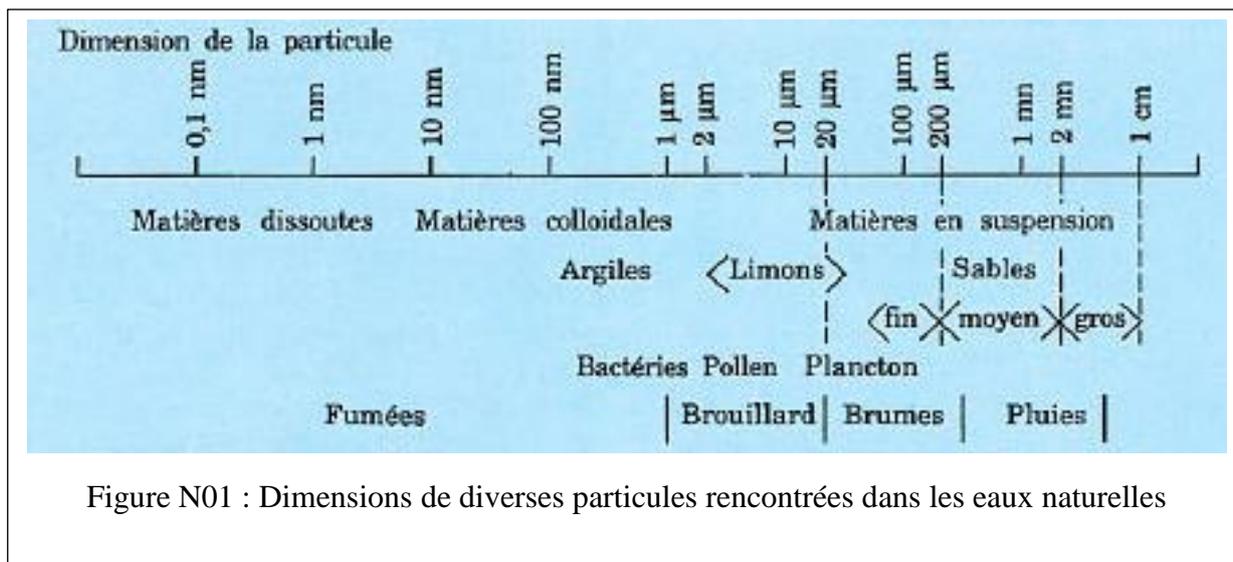
L'eau que l'on trouve dans la nature, et surtout celle que l'on traite, n'est jamais complètement propre. Les substances indésirables qu'elle contient existent principalement sous deux formes :

II.3.1. matières en suspension

Se réfère à des particules solides, qu'elles soient d'origine minérale ou organique, qui restent suspendues dans l'eau en raison du mouvement de l'eau ou parce qu'elles ont une densité proche de celle de l'eau, Elles n'ont pas beaucoup d'effet sur l'eau autour d'elles.

Ces particules n'ont généralement pas d'interaction importante avec l'eau qui les entoure, sauf lorsque des forces telles que la poussée d'Archimède entrent en jeu. La poussée d'Archimède joue un rôle essentiel dans les processus de décantation et de flottation.

En d'autres termes, ces particules restent en suspension dans l'eau sans se mélanger ou interagir de manière significative avec l'eau environnante, sauf lorsque des forces spécifiques, comme la poussée d'Archimède, les influencent dans des processus tels que la sédimentation (décantation) ou la flottation.



II.3.2. les matières colloïdales

Les colloïdes, par définition, sont des mélanges de deux substances ou plus, où les particules de la première substance se dispersent parmi les particules de la seconde substance sans se dissoudre en elle. Les colloïdes sont des mélanges qui ne se stabilisent pas spontanément ou qui nécessitent un certain temps pour se stabiliser.

Les suspensions dites colloïdales sont celles qui comportent des solides très finement divisés (de 0,01 à 5 µm) caractérisés par une surface spécifique (en $\text{cm}^2 \cdot \text{g}^{-1}$) très importante et une charge électrostatique généralement négative qui s'accumule à l'interface solides/liquides.

II.3.3. les matières dissoutes ou solutions vraies

Les matières dissoutes, également appelées solutions vraies, englobent un large éventail de composés. Elles comprennent des composés minéraux, qui sont généralement partiellement ou complètement ionisés dans l'eau, ainsi que des composés organiques, qu'ils soient de nature macromoléculaire ou non. De plus, les gaz peuvent également être présents en solution, certains étant très solubles dans l'eau, tels que le dioxyde de carbone (CO_2), le dioxyde de soufre (SO_2), l'ammoniac (NH_3), etc.

La présence de dioxyde de soufre (SO_2) et d'ammoniac (NH_3) dans l'eau peut en effet être l'un des signes de pollution. Ces substances, lorsqu'elles sont présentes en quantités anormalement élevées, peuvent indiquer une contamination de l'eau par des sources industrielles, agricoles ou urbaines.

- Le dioxyde de soufre (SO₂) est souvent lié à la pollution atmosphérique et à l'activité industrielle, notamment dans les zones proches des usines ou des centrales électriques. Il peut se dissoudre dans l'eau de surface et affecter la qualité de l'eau.
- L'ammoniac (NH₃) est souvent associé à la pollution agricole, car il est présent dans les engrais et les effluents d'élevage. Une quantité excessive d'ammoniac dans l'eau peut résulter du lessivage des sols agricoles ou du rejet de déchets provenant d'installations industrielles.

Les matières dissoutes jouent un rôle essentiel dans de nombreux processus biologiques, chimiques et environnementaux. Elles peuvent influencer la composition chimique et la réactivité de l'eau, ainsi que sa capacité à dissoudre d'autres substances. Par exemple, la présence de gaz dissous peut affecter le pH de l'eau, tandis que la dissolution de composés ioniques peut entraîner des variations dans la conductivité électrique de l'eau.

II.3. Propriétés chimiques

Les propriétés chimiques de l'eau jouent un rôle crucial dans de nombreux processus naturels, notamment les réactions chimiques, la dissolution des substances et la formation des composés.

II.3. Le Solvant Universel :

L'eau est souvent appelée le "solvant universel" en raison de sa capacité à dissoudre un large éventail de substances. Nous examinerons comment la polarité des molécules d'eau lui permet d'interagir avec d'autres substances polaires et apolaires.

L'eau est souvent désignée comme le "solvant universel" en raison de sa remarquable capacité à dissoudre une grande variété de substances chimiques. Cette capacité est due à la structure moléculaire unique de l'eau et à ses propriétés chimiques particulières.

Substances Polaires et Apolaires :

Pour comprendre pourquoi l'eau est un solvant si efficace, il est essentiel de différencier entre les substances polaires et apolaires :

Substances Polaires : Les molécules polaires sont constituées d'atomes ayant une répartition inégale des charges électriques. Cela signifie qu'elles ont un pôle positif et un pôle négatif à l'intérieur de la molécule. Les électrons passent plus de temps autour d'un atome que de l'autre,

créant ainsi une charge partielle positive et une charge partielle négative. Les molécules d'eau elles-mêmes sont polaires en raison de la différence d'électronégativité entre les atomes d'hydrogène et d'oxygène. Par exemple, l'eau (H₂O) est une molécule polaire car l'oxygène attire plus fortement les électrons que les atomes d'hydrogène, créant ainsi une charge partielle positive sur les atomes d'hydrogène et une charge partielle négative sur l'atome d'oxygène.

Lorsque vous essayez de dissoudre une substance polaire dans l'eau, la dissolution se produit généralement assez facilement. Cela est dû à la compatibilité des interactions intermoléculaires entre l'eau et les substances polaires. Les molécules d'eau interagissent favorablement avec les charges partielles des molécules polaires de la substance, les entourant et les dispersant uniformément dans la solution aqueuse.

Substances Apolaires : Les molécules apolaires, en revanche, sont composées d'atomes ayant une répartition égale des charges électriques. Les électrons sont partagés de manière égale entre les atomes, créant ainsi une distribution uniforme des charges. Les molécules apolaires ne présentent pas de pôles positifs ou négatifs distincts. Un exemple courant de molécule apolaire est le dioxyde de carbone (CO₂).

Dissoudre une substance apolaire dans l'eau est une autre histoire. L'eau est une molécule polaire, et les interactions entre les molécules d'eau sont plus fortes que les interactions entre l'eau et les substances apolaires. Par conséquent, les substances apolaires ne sont généralement pas compatibles avec l'eau, et la dissolution ne se produit pas de manière significative.

Exemples :

Dissolution du sel (chlorure de sodium, NaCl) : Le sel est un composé ionique composé d'ions sodium (Na⁺) et de chlorure (Cl⁻) liés par des charges opposées. Lorsque vous ajoutez du sel à l'eau, les molécules d'eau entourent les ions sodium (chargés positivement) et les ions chlorure (chargés négativement), les séparant et les maintenant en solution.

Dissolution du sucre (saccharose, C₁₂H₂₂O₁₁) : Le sucre est une molécule polaire en raison de sa structure chimique, qui comporte des liaisons covalentes polaires. Lorsque vous ajoutez du sucre à l'eau, les molécules d'eau interagissent avec les molécules de sucre, les entourant et les dispersant dans l'eau.

Non-dissolution de l'huile (hydrocarbures) : Les hydrocarbures, tels que l'huile, sont des molécules apolaires composées principalement d'atomes de carbone et d'hydrogène. L'eau ne peut pas dissoudre l'huile car elle ne peut pas établir d'interactions significatives avec les molécules apolaires. C'est pourquoi l'huile et l'eau ne se mélangent pas et forment des phases distinctes.

En résumé, la dissolution de substances polaires dans l'eau est généralement favorable en raison des interactions intermoléculaires compatibles. Cependant, la dissolution de substances apolaires dans l'eau est limitée en raison de la différence de polarité, ce qui entraîne une séparation des phases. Des agents tensioactifs peuvent être utilisés pour améliorer la dissolution des substances apolaires dans l'eau dans certaines situations.

II.3.2. Équilibre Acide-Base et le Rôle de l'Eau :

L'eau est fondamentale dans les réactions acide-base, car elle agit à la fois comme un solvant et un participant actif. Comprendre son rôle est essentiel à la compréhension des réactions acide-base.

1. Acidité et Basicité :

Acides : Les acides sont des substances qui libèrent des ions hydrogène (H^+) lorsqu'elles sont dissoutes dans l'eau. Par exemple, l'acide chlorhydrique (HCl) libère des ions H^+ dans l'eau, formant des ions hydronium (H_3O^+).

Bases : Les bases sont des substances qui acceptent les ions H^+ ou libèrent des ions hydroxyde (OH^-) lorsqu'elles sont dissoutes dans l'eau. Par exemple, l'hydroxyde de sodium (NaOH) libère des ions OH^- dans l'eau.

2. pH :

Le pH est une mesure de l'acidité ou de la basicité d'une solution. Il est défini mathématiquement comme le logarithme négatif en base 10 de la concentration en ions hydronium (H_3O^+) dans une solution.

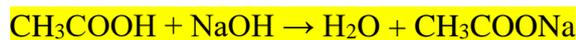
Un pH inférieur à 7 indique une solution acide, où la concentration en ions H_3O^+ est plus élevée que celle en ions OH^- . Par exemple, le jus de citron a un pH acide d'environ 2.

Un pH égal à 7 indique une solution neutre, où la concentration en ions H_3O^+ est égale à celle en ions OH^- . L'eau pure a un pH neutre de 7.

Un pH supérieur à 7 indique une solution basique (ou alcaline), où la concentration en ions OH^- est plus élevée que celle en ions H_3O^+ . Par exemple, l'ammoniac (NH_3) a un pH basique d'environ 11.

Exemples :

Réaction Acide-Base : Considérons la réaction entre l'acide acétique (CH_3COOH) et l'hydroxyde de sodium (NaOH). Lorsqu'ils réagissent en solution aqueuse, l'acide acétique libère des ions H^+ et l'hydroxyde de sodium libère des ions OH^- . Ils réagissent pour former de l'eau (H_2O) et de l'acétate de sodium (CH_3COONa). Cette réaction illustre comment l'eau facilite les réactions acide-base.

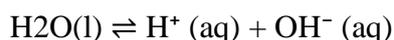


pH dans la Vie Quotidienne : Le pH a une importance pratique dans de nombreux domaines, notamment dans l'industrie alimentaire (contrôle de l'acidité des aliments), la pisciculture (maintenance du pH de l'eau pour les poissons), et la chimie médicale (mesure du pH du sang pour diagnostiquer des troubles).

II.3.3. Ionisation dans l'Eau :

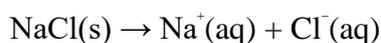
L'ionisation joue un rôle crucial dans la chimie de l'eau, car l'eau est un excellent solvant pour de nombreuses substances, et sa capacité à ioniser d'autres composés en fait un milieu réactif. Voici comment l'ionisation se rapporte à l'eau :

1. Auto-Ionisation de l'Eau : L'eau pure subit une réaction d'auto-ionisation où une petite fraction de ses molécules se dissocie en ions. Cette réaction est représentée comme suit :



Dans cette réaction, une molécule d'eau se divise en un ion hydronium (H^+ , également noté H_3O^+) et un ion hydroxyde (OH^-). Ces ions sont responsables de la nature légèrement acide de l'eau (pH neutre à 7) et sont impliqués dans de nombreuses réactions chimiques et biologiques.

Ionisation d'autres Substances dans l'Eau : L'eau a la capacité de dissoudre de nombreuses substances en les ionisant. Par exemple, lorsqu'un composé ionique comme le chlorure de sodium (NaCl) est ajouté à l'eau, il se dissocie en ions sodium (Na^+) et ions chlorure (Cl^-) grâce à l'action du solvant eau.



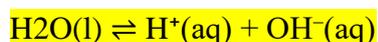
Cette capacité de l'eau à ioniser d'autres composés est cruciale en chimie, en biochimie et dans les processus biologiques, car elle permet aux réactions de se produire dans des milieux aqueux.

Ionisation en Chimie Analytique : En chimie analytique, l'ionisation est utilisée pour mesurer la concentration d'ions dans une solution. Par exemple, la mesure du pH est basée sur la concentration en ions hydronium (H^+) dans une solution aqueuse.

Ionisation dans les Processus Biologiques : Dans les organismes vivants, les ions jouent un rôle crucial dans les processus biologiques. Les ions comme le calcium (Ca^{2+}), le sodium (Na^+) et le potassium (K^+) sont impliqués dans la transmission des signaux nerveux, la contraction musculaire, et bien d'autres fonctions physiologiques.

Remarque :

Le terme "(aq)" signifie "en solution aqueuse" ou "dans l'eau". Il est utilisé pour indiquer que les ions H^+ (hydrogène) et OH^- (hydroxyde) sont présents dans une solution d'eau. En chimie, "(aq)" est utilisé pour spécifier que ces ions sont dissous dans l'eau et ne se trouvent pas sous forme de gaz ou de solides dans la réaction. Donc, dans l'équation :



"(aq)" signifie que les ions H^+ et OH^- sont présents dans la solution aqueuse, ce qui est typique de l'auto-ionisation de l'eau.

II.3.4. Oxydoréduction :

Les réactions d'oxydoréduction, également appelées réactions redox, sont des réactions chimiques dans lesquelles il y a un transfert d'électrons entre les espèces chimiques. L'eau joue

un rôle essentiel dans de nombreuses réactions redox, à la fois en tant que participant et comme solvant.

1. L'Oxydation et la Réduction de l'Eau :

Dans les réactions redox, l'eau peut être soit oxydée (perte d'électrons) soit réduite (gain d'électrons). Cela dépend de la réaction spécifique et des espèces chimiques impliquées.

Exemple 1 : Réduction de l'Eau :

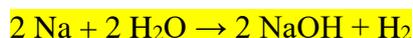
Dans certaines réactions, l'eau peut être réduite, c'est-à-dire qu'elle peut gagner des électrons pour former de l'hydrogène moléculaire (H₂) et des ions hydroxyde (OH⁻).



Dans cette réaction, les électrons sont transférés à l'eau, réduisant les molécules d'eau en produisant de l'hydrogène moléculaire et des ions hydroxyde.

Exemple 2 : Dissolution de Métaux dans l'Eau :

Lorsque des métaux tels que le sodium (Na) ou le potassium (K) réagissent avec l'eau, des réactions redox se produisent. Par exemple, avec le sodium :



Dans cette réaction, le sodium est oxydé, perdant un électron pour former des ions sodium (Na⁺), tandis que l'eau est réduite, gagnant des électrons pour former de l'hydroxyde (OH⁻) et de l'hydrogène gazeux (H₂).

II.4. Les propriétés biologiques de l'eau

L'eau joue un rôle fondamental dans la biologie, notamment en tant que milieu où les organismes puisent les métabolites essentiels nécessaires à leur survie, leur croissance et leur reproduction. En tant que constituant majeur des êtres vivants

L'eau est également le siège de la vie microbienne, abritant une diversité de micro-organismes, y compris les bactéries, les virus, les micro-algues et les micro-invertébrés. Certains microbes sont pathogènes, tandis que d'autres jouent un rôle essentiel en tant que producteurs primaires, décomposeurs de matière organique, ou acteurs de processus biologiques dans les stations de traitement de l'eau.