

المملكة المغربية

وزارة التربية الوطنية

والتعليم الأولي والرياضة



المركز الجموي لمهن التربية والتكنوبن لجمة الدار البيضاء مهارات

Centre Régional des Métiers de l'Education et de la Formation de la Région Casablanca-Settat

Formation Des Préparateurs Du Laboratoire Des Établissements D'enseignement

SOLUTION AQUEUSES

Année formatrice 2022-2023

plan

- GÉNÉRALITÉS DES SOLUTIONS AQUEUSES
- GRANDEURS LIÉES À LA QUANTITÉ DE MATIÈRE
- PRÉPARATION DES SOLUTIONS AQUEUSES ET NON AQUEUSES
- SOLUTIONS DILUÉES, CONCENTRÉES, COMPLEXES
- RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES, ASPECTS QUALITATIFS
- SOLUTIONS TAMPONS, INDICATEURS COLORÉS, SYSTÈMES COMPLÈXES

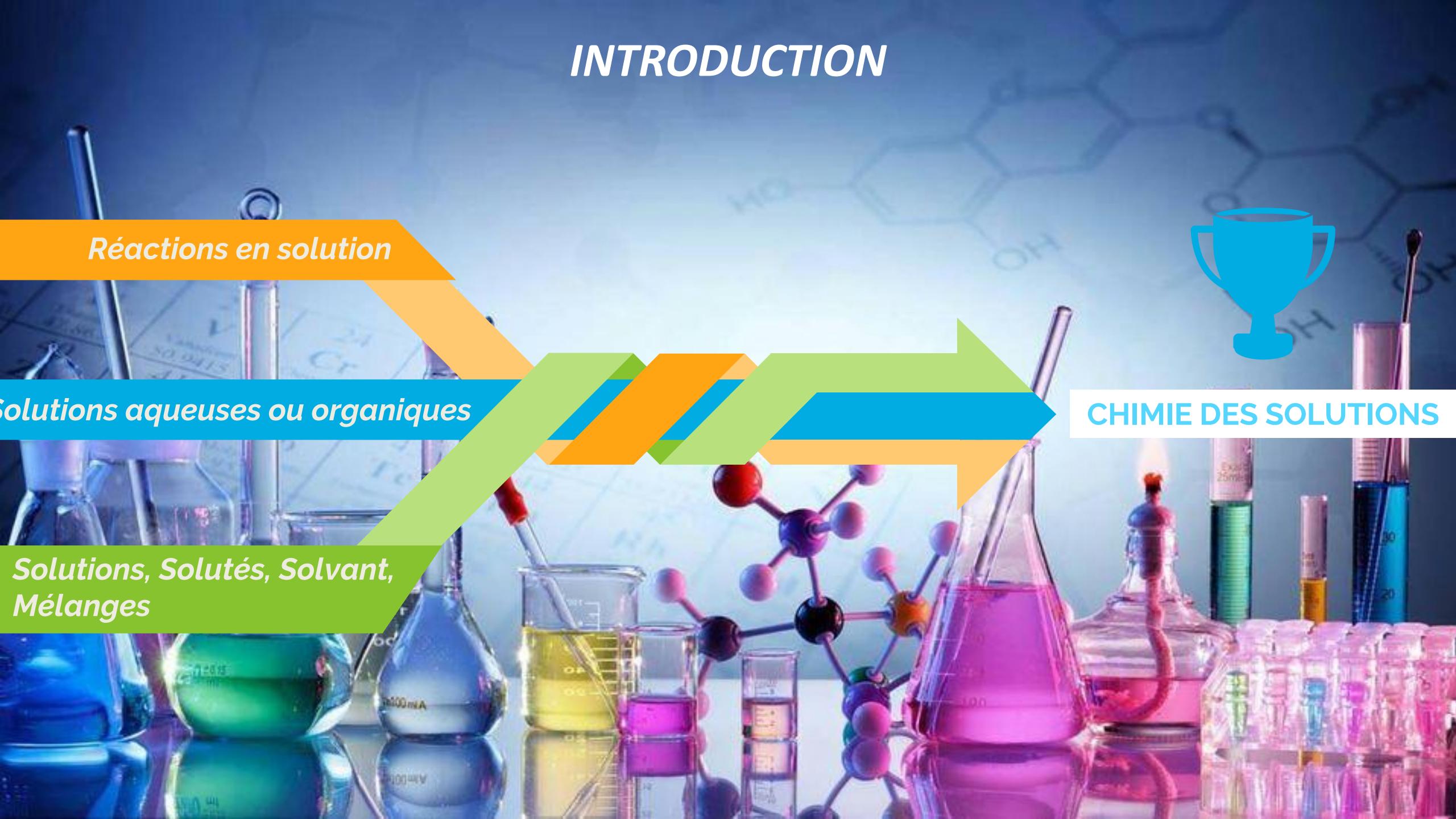
INTRODUCTION

Réactions en solution

Solutions aqueuses ou organiques

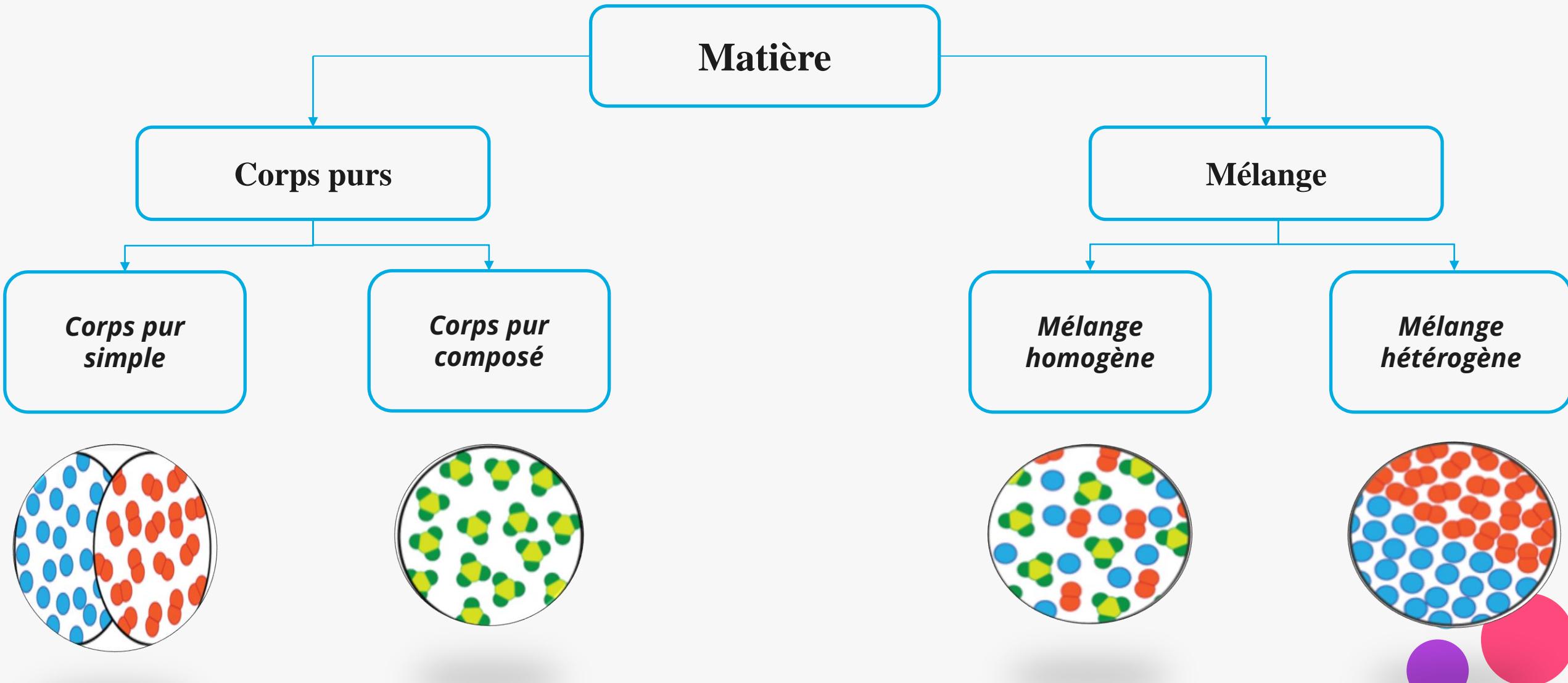
*Solutions, Solutés, Solvant,
Mélanges*

CHIMIE DES SOLUTIONS



Généralités des solutions aqueuses

Corps purs et mélanges



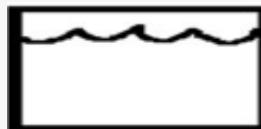
Généralités des solutions aqueuses

Solution et solubilité

Soluté



Solvant



Solution

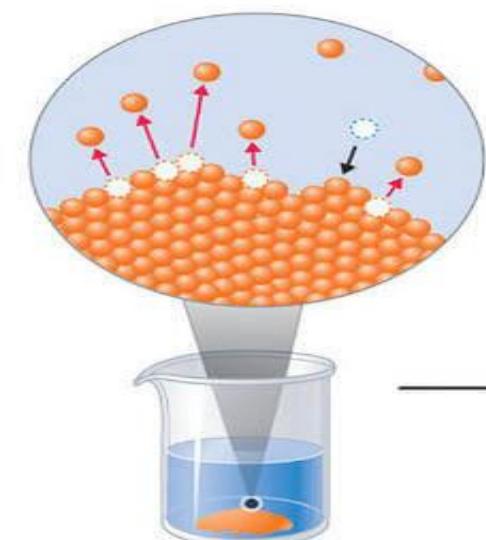


Le sucre

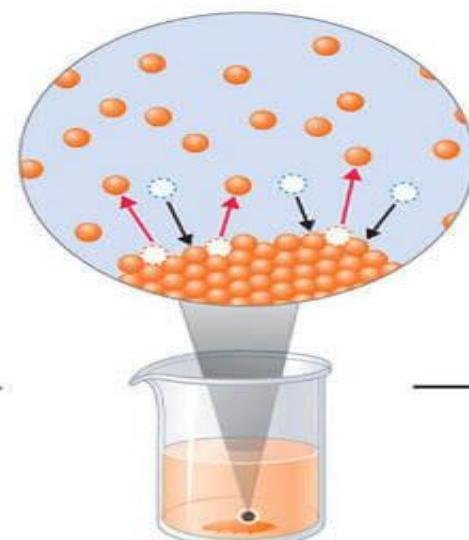
L'eau

L'eau sucrée

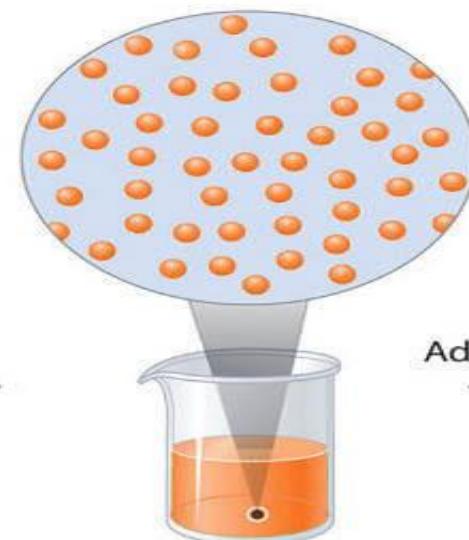
solubilité



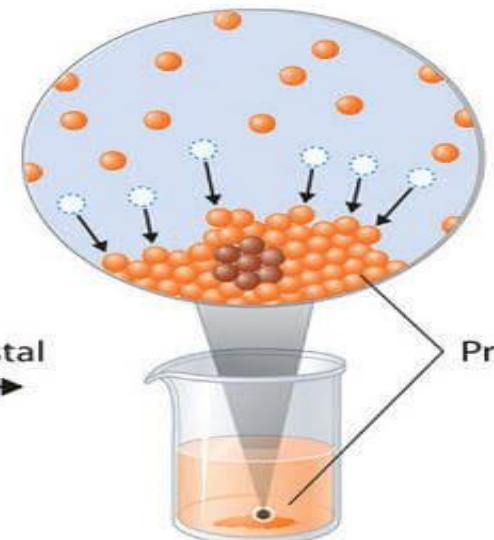
→



→



Add seed crystal



Precipitate

(a) Unsaturated solution

(b) Saturated solution

(c) Supersaturated solution

(d) Precipitate forms

Grandeurs liées à la quantité de matière

Détermination de la quantité de matière d'un liquide ou d'un solide

Définition de la quantité de matière

Quantité de matière

La quantité de matière d'un échantillon est le nombre de moles contenues dans cet échantillon

On appelle une mole de particules (atome, molécule ,ionetc) l' ensemble de N_A particules identiques.
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ est appelé : le nombre d'Avogadro

Remarque : si l'échantillon contient N entités , la quantité de matière contenue dedans est : **$n=N/ N_A$** [n en mol, N_A en mol^{-1} et N sans unité]

Grandeurs liées à la quantité de matière

masse d'un échantillon

masse molaire

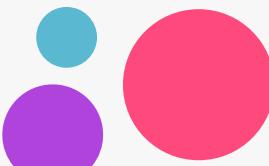
La masse molaire est notée M . C'est la masse d'une mole d'atomes, d'ions ou de molécules.
L'unité de la masse molaire est le $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exemples

La masse molaire moléculaire de l'eau (H_2O) est $M = (2 \times \text{MH}) + \text{MO} = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Quantité de matière n contenue dans un échantillon de masse m

La quantité de matière n est reliée à la masse m d'un échantillon par la relation $\mathbf{n = m / M}$ avec [n en mol ; m en grammes (g) et M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$]

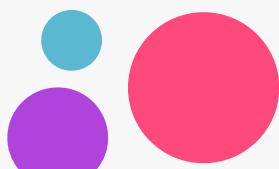


Grandeurs liées à la quantité de matière

Quantité de matière et la concentration molaire

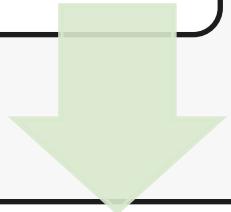
Définition de la concentration molaire

- **La concentration molaire C** d'une espèce chimique est la quantité de matière du soluté X dissous dans une quantité déterminée de solvant : **$C = (n(X))/V$** avec C en mol/l ; n en mol et V en litre.

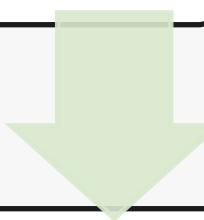


Grandeurs liées à la quantité de matière

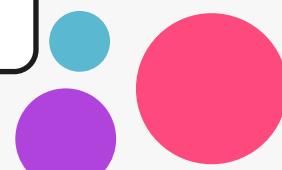
La concentration massique d'une espèce chimique X est le rapport de sa masse $m(X)$ sur le volume de la solution : $Cm(X) = (m(X))/V$, exprimée en g/l.



$Cm = m / V$ et $C = n / V$ avec $n = m / M$; $Cm = (n \times M) / V$ donc on peut déduire que $Cm = C \times M$



La **concentration en pourcentage** correspond au pourcentage de la quantité de soluté dissout par rapport à la quantité de solution.



Grandeurs liées à la quantité de matière



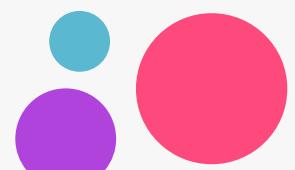
Pourcentage massique (% m/m)

$$C = \left(\frac{m_{soluté}}{m_{solution}} \right) \times 100$$



Pourcentage volumique (% v/v)

$$C = \left(\frac{V_{soluté}}{V_{solution}} \right) \times 100$$

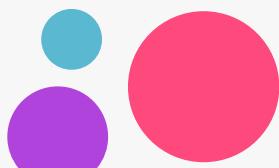


Grandeurs liées à la quantité de matière

Relation entre le volume et la quantité de matière

Volume occupé par un échantillon liquide ou solide

- Soit n la quantité de matière contenue dans un échantillon (liquide ou solide) qui occupe un volume V .
- La masse m d'un liquide ou d'un solide de volume V est : $m = \rho \times V$ où ρ est **la masse volumique**, souvent exprimée en g.cm^{-3} , La relation $n = m / M$ devient $n = (\rho \times V) / M$.
avec [n en mol ; ρ en g.cm^{-3} ; V en cm^3 et M en g/mol]



Grandeurs liées à la quantité de matière

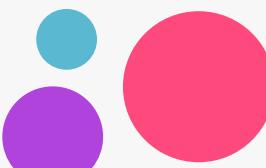
Relation entre le volume et la quantité de matière

Densité d'un corps solide ou liquide

- La densité d est la masse d'une substance par rapport à la masse d'une référence existant dans le même volume.

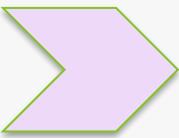
$d = \frac{m_s}{m_r}$ avec $\rho_s = \frac{m_s}{V}$ et $\rho_r = \frac{m_r}{V}$ donc $d_A = \frac{\rho_s \times V}{\rho_r \times V}$ finalement on obtient la relation suivante : $d = \frac{\rho_s}{\rho_r}$ (d sans unité)

$$d = \frac{\rho}{\rho_{eau}} \text{ avec } m = \rho \times V \text{ et } n = m/M \text{ donc } n = \frac{V \times d \times \rho_{eau}}{M}$$



Grandeurs liées à la quantité de matière

Fraction molaire



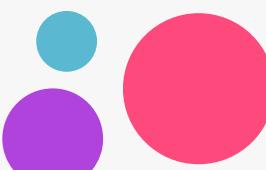
La fraction molaire est le rapport entre le nombre de moles d'un constituant et le nombre total de moles de la solution.



Si nous avons une solution constituée de deux composés A et B :

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \text{ et } x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} \text{ Dans toute solution } x_A + x_B = 1$$

La fraction molaire n'a pas d'unités.



Grandeurs liées à la quantité de matière

Détermination de la quantité de matière d'un gaz

- La quantité de matière d'un gaz est donnée par la relation suivante :

$$n = \frac{V}{V_M}$$

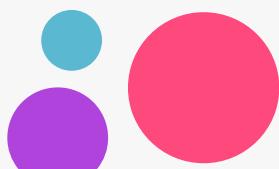
avec n: quantité de matière en (mol)
 V: Volume du gaz en (L)
 V_M : Volume molaire (L/mol)

- Remarque :

Le volume molaire est différent dès lors qu'on change les conditions.

À $T = 0^\circ\text{C}$ et $P = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$, il vaut par exemple $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Donc $n = 12/24 = 0,5 \text{ mol}$



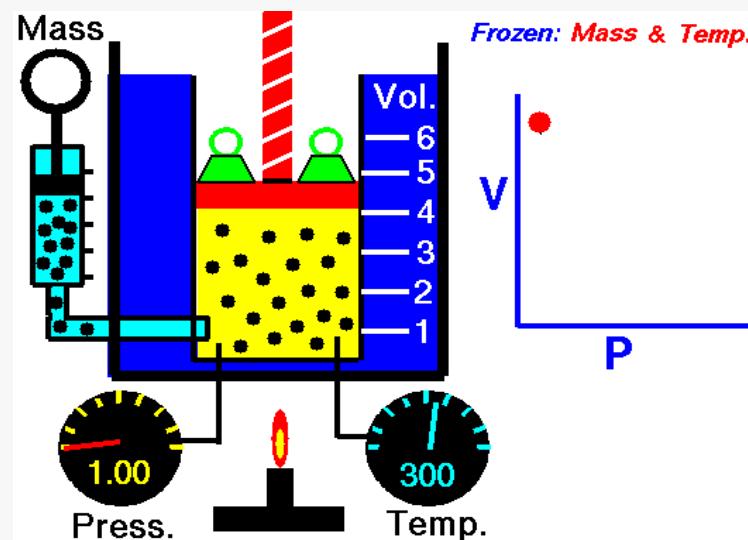
Grandeurs liées à la quantité de matière

Relation des gaz parfaits

$$P \times V = n \times R \times T$$

Volume (m^3) Quantité de matière (Mole)
Pression (Pa) Température (K)
constante des gaz parfaits (8,314 J/mol.K)

Loi de Boyle Mariotte

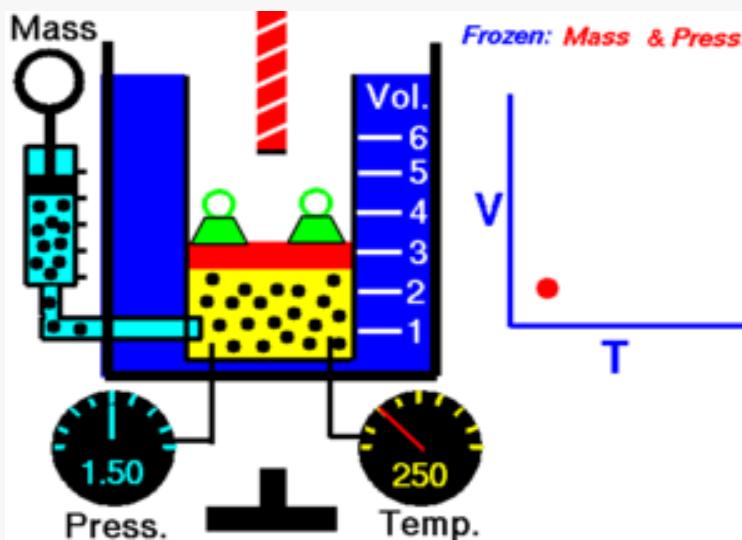


$$A T = \text{Cte} \rightarrow PV = \text{Cte}$$

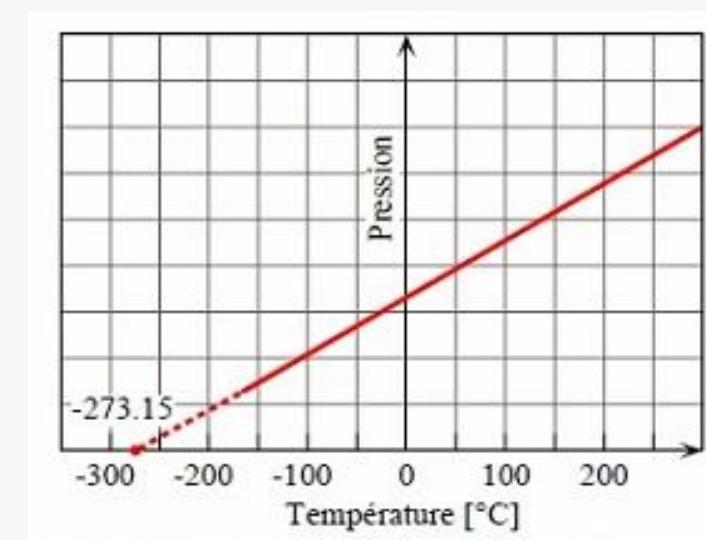
$$A P = \text{Cte} \rightarrow \frac{V}{T} = \text{Cte}$$

$$A V = \text{Cte} \rightarrow \frac{P}{T} = \text{Cte}$$

Loi de Charles



Loi de Gay-Lussac



Grandeurs liées à la quantité de matière

Densité d'un gaz par rapport à l'air

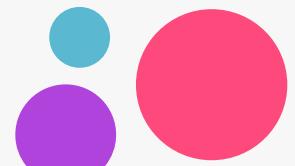
$$d = \frac{\text{masse d'un volume } V \text{ du gaz}}{\text{masse du même volume } V \text{ dans l'air}}$$



$$d = \frac{M}{29}$$



si $d > 1$ le gaz est plus dense que l'air.
si $d < 1$ le gaz est moins dense que l'air.

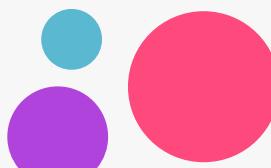
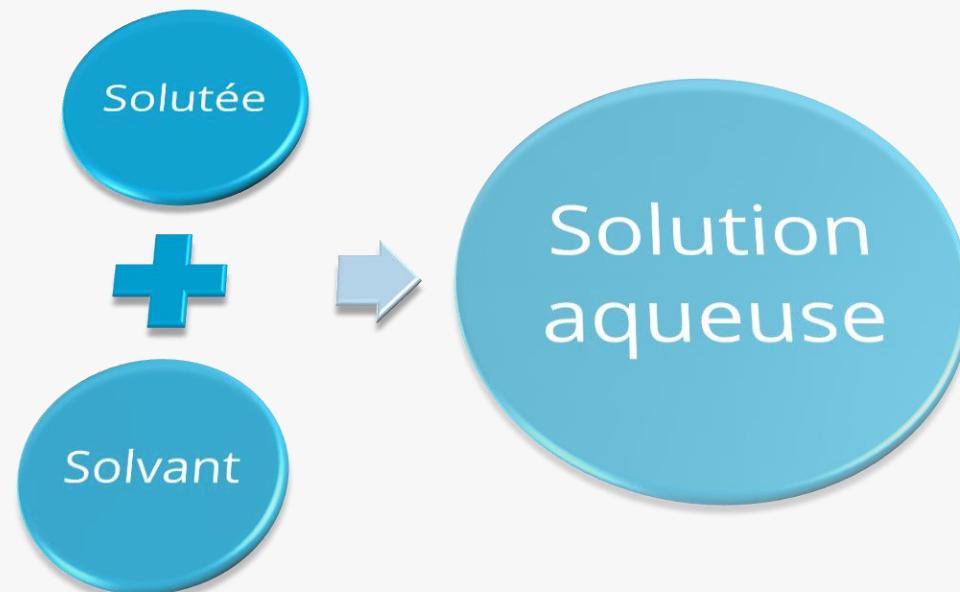


Préparation des solution aqueuses et non aqueuses

Préparation des solution aqueuses

Définition d'une solution aqueuse

- En chimie, le terme de solution aqueuse désigne le mélange homogène que l'on obtient en dissolvant une substance, liquide ou gazeuse, dans de l'eau.



Préparation des solutions aqueuses et non aqueuses

Préparation des solutions aqueuses

Types de solution aqueuse

Les solutions aqueuses ioniques

Les solutions aqueuses moléculaires

Cations
Anions

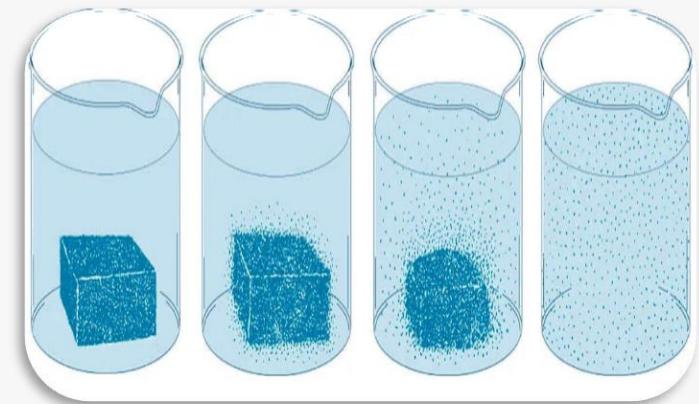
molécules

Conductive

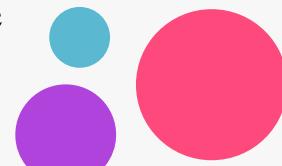
Non-conductive



Eau minérale



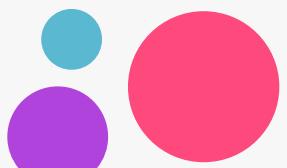
Eau sucrée



Préparation des solutions aqueuses et non aqueuses

Solutions non aqueuses

Une solution non aqueuse est une solution dans laquelle l'eau n'est pas le solvant.

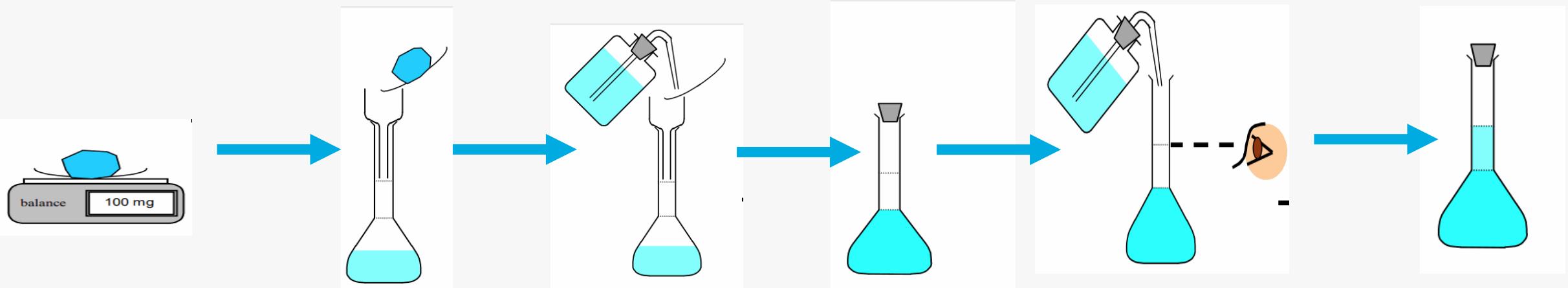


Préparation des solutions aqueuses et non aqueuses

Préparation des solutions aqueuses

Comment préparer une solution aqueuse?

Préparation à partir d'un solide



Peser

Transverser le solide dans
la fiole

agiter

Ajouter de l'eau

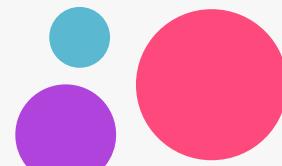
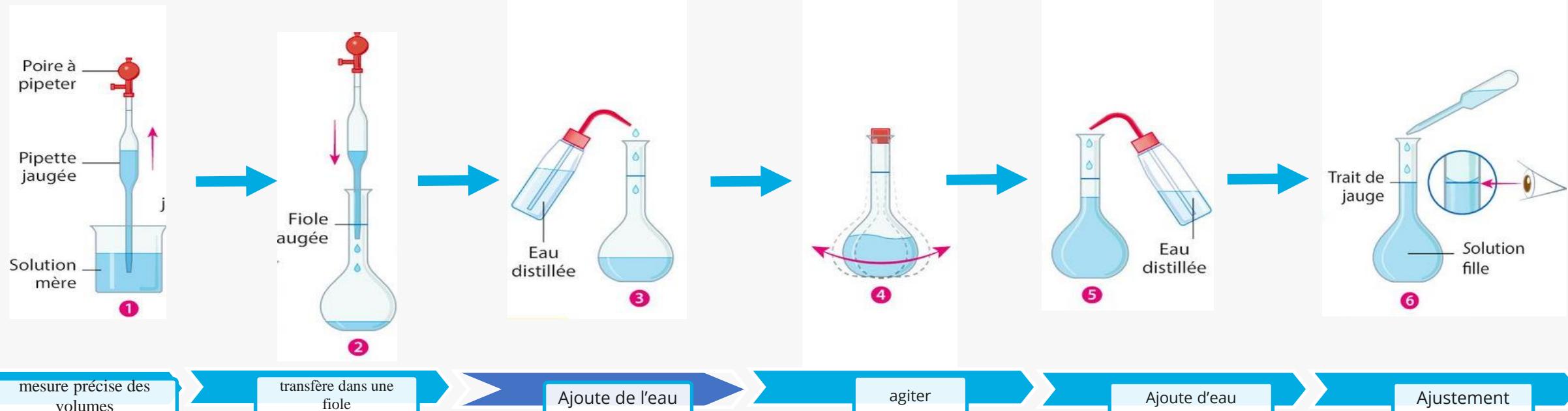
Produit
préparé

Préparation des solutions aqueuses et non aqueuses

Préparation des solutions aqueuses

Définition d'une solution aqueuse

Préparation à partir d'un liquide



Préparation des solutions aqueuses et non aqueuses

Préparation des solutions aqueuses

Préparation d'une solution à partir d'un produit commercial

$$\bullet P = \frac{100m_x}{m_x + m_e}$$

Le pourcentage en masse de X

Un litre de solution a une masse

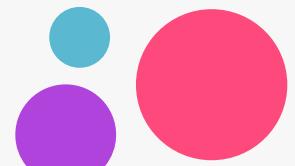
$$\bullet x_{m_x} = \frac{d \rho_{eau} P}{100}$$

$$\bullet n_x = \frac{m_x}{M_x} = \frac{d \cdot \rho_{eau} \cdot p}{100 M_x}$$

Une quantité de matière

Une concentration

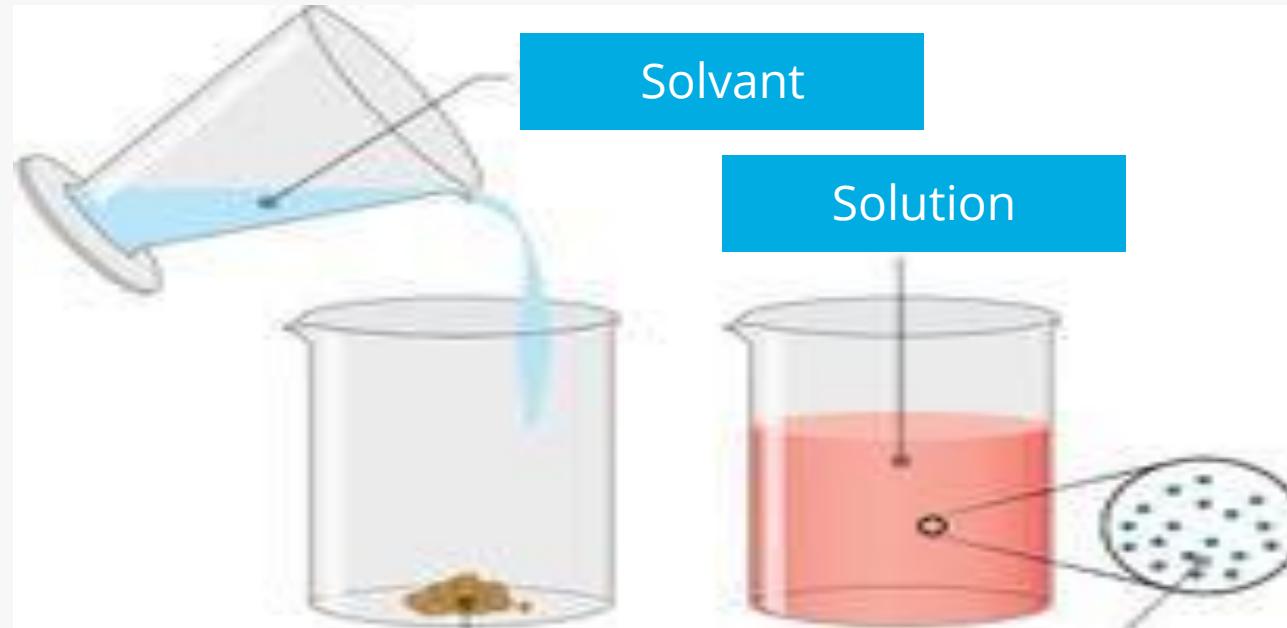
$$\bullet c_0 = \frac{P d \rho_{eau}}{100 M_x}$$



Préparation des solutions aqueuses et non aqueuses

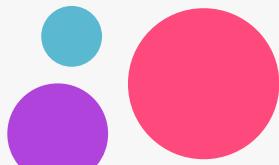
Préparation des solutions non aqueuses

Comment préparer une solution
non aqueuse?



Espèce à dissoudre

Soluté dissous

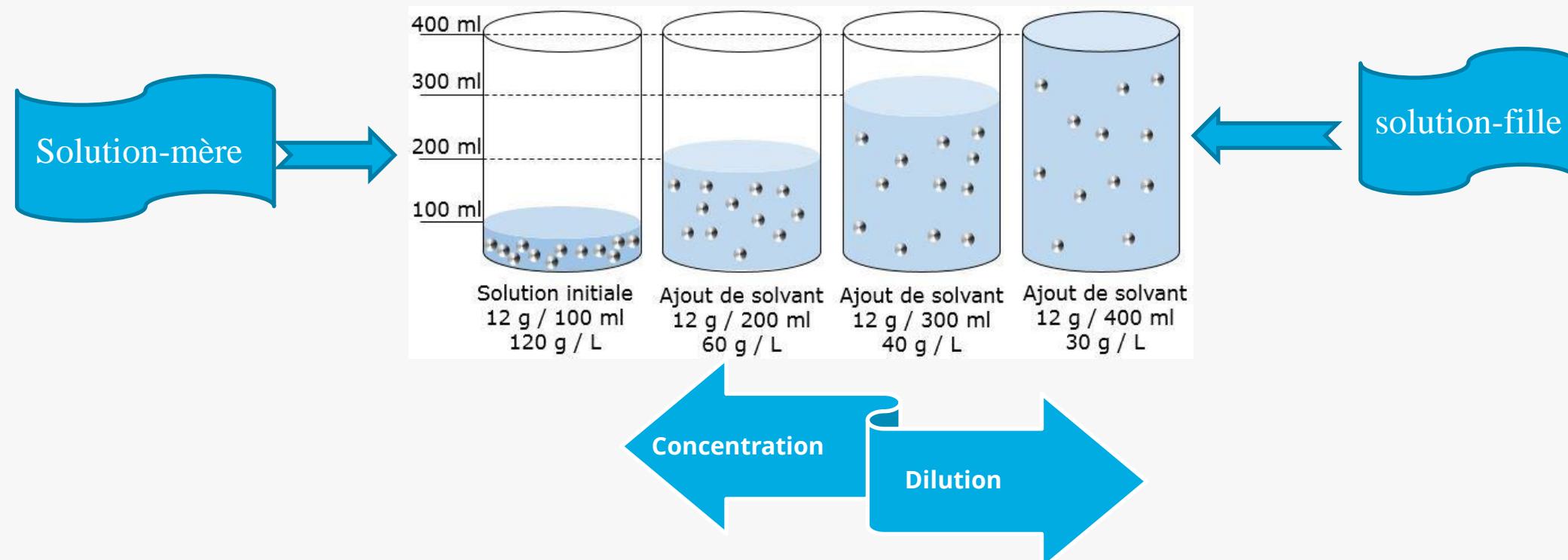


Solutions diluées, concentrées, complexes

Solutions diluée et concentrée

Définition de la dilution et concentration
d'une solution

- ✓ La dilution d'une solution aqueuse consiste à en diminuer la concentration par ajout de solvant (eau).
- ✓ Pour concentrer une solution on doit rajouté la soluté ou bien diminué le solvant

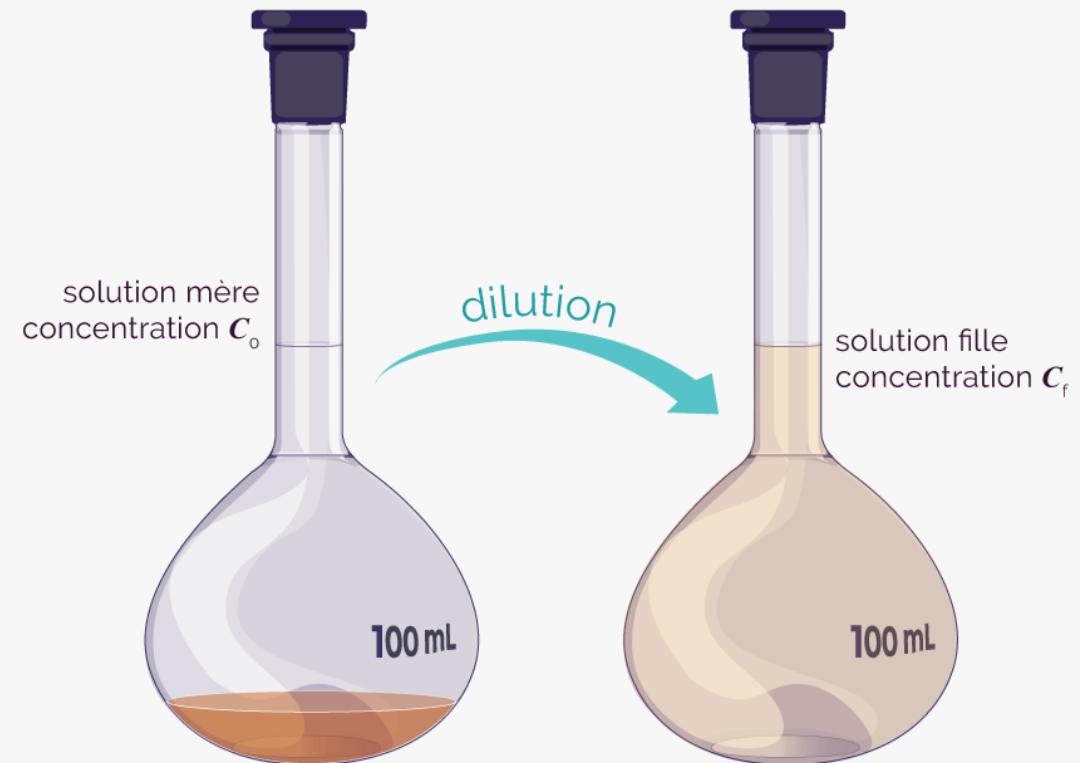


Solutions diluées, concentrées, complexes

Solutions diluée

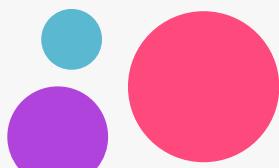
Préparation des solutions diluées :

Conservation de la quantité de matière



On note la relation suivante :

$$c_i v_i = c_f v_f$$



Solutions diluées, concentrées, complexes

Solutions diluée

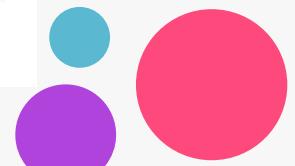
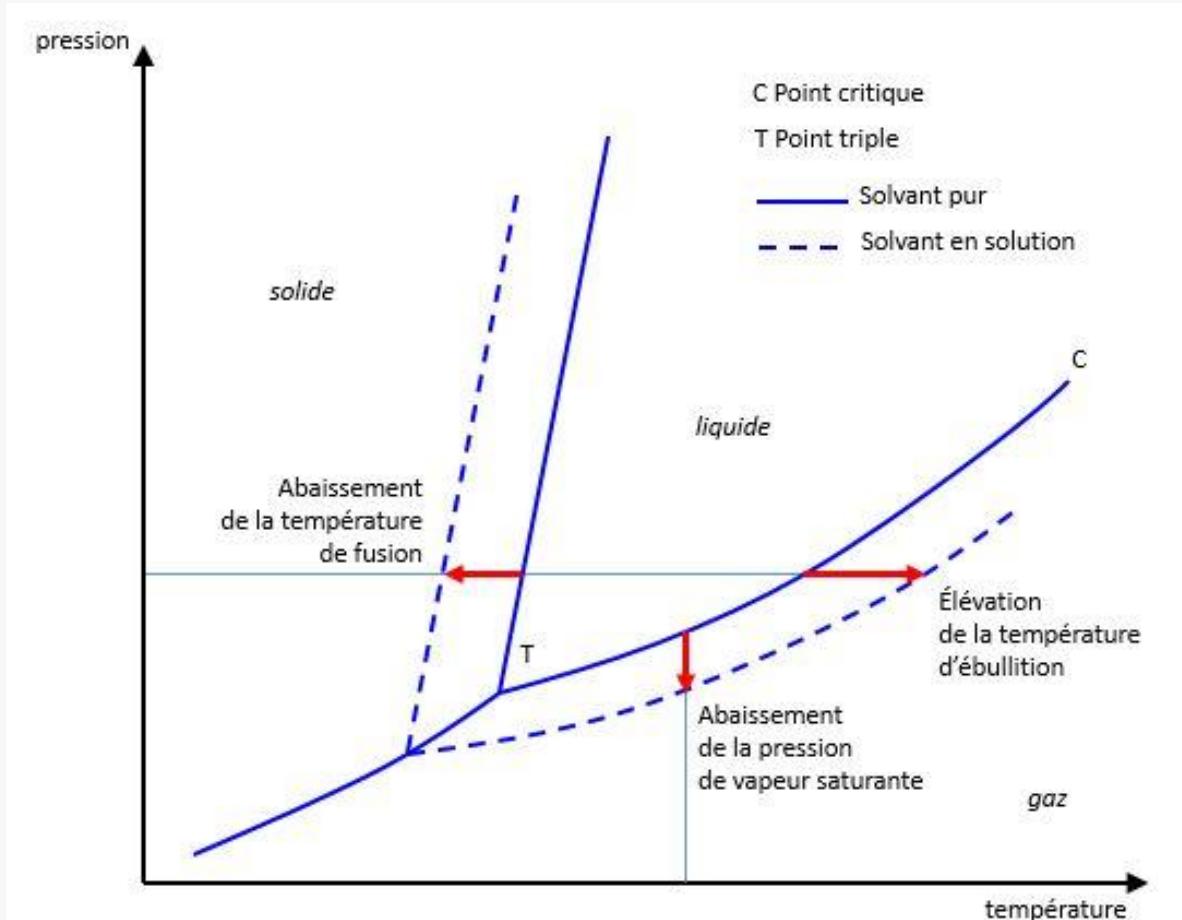
Lois des solutions diluées :

Ebulliométrie (1 ère Loi de RAOULT)

Cryométrie (2ème Loi de RAOULT)

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot x_{soluté}$$

$$\Delta T_{sol} = k_{sol} \cdot x_{soluté}$$



Solutions diluées, concentrées, complexes

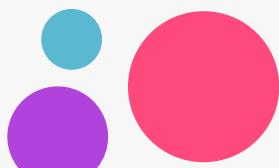
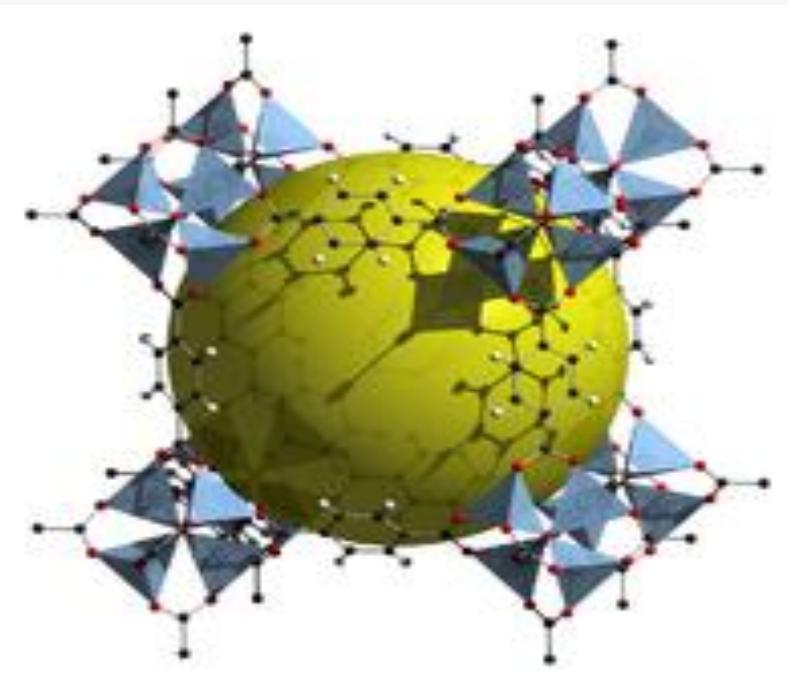
Solutions complexes

Un **complexe** est un édifice polyatomique constitué d'une ou de plusieurs entités indépendantes (ions ou molécules)

Un complexe est souvent constitué d'un cation métallique entouré de plusieurs ligands anioniques ou neutres qui délocalisent une partie de leur densité électronique.

Exemple:

- ✓ $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$: ion tétraamminecuivre (II)
- ✓ $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$: ion hexacyanoferrate (II)



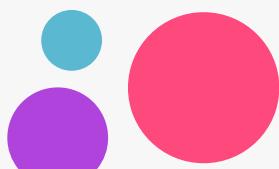
Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

Principales théories des
acides et des bases

Théorie d'Arrhenius

- Un **acide** est une substance qui, lorsque mise en solution aqueuse, libère des ions hydrogène (H^+)
- Une **base** est une substance qui, lorsque mise en solution aqueuse, libère des ions hydroxyde (OH^-)
- Exemples :

Acide	Base
$HBr_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$	$KOH_{(aq)} \rightarrow K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
$H_2SO_4_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + HSO_4^-_{(aq)}$	$Ba(OH)_2_{(aq)} \rightarrow Ba^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$

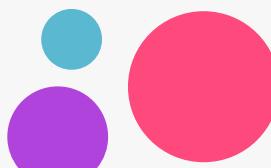


Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

Principales théories des
acides et des bases

Théorie d'Arrhenius

- Cette théorie n'est pas assez générale, en effet tous les acides ne contiennent pas d'atomes d'Hydrogène (exemples : **BF₃**, **AlCl₃**...) et toutes les bases ne contiennent pas le groupement Hydroxyle **OH⁻** (exemples : **NH₃**, **CaCO₃**...).
- D'autre part, cette théorie n'est applicable qu'aux seules solutions aqueuses.



Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

Principales théories des
acides et des bases

Théorie de Brönsted-Lowry

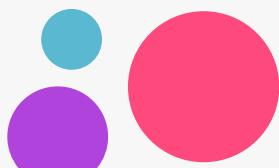
Définition

Un acide

- Substance capable de **donner** un ou plusieurs protons sous forme d'ion hydrogène H^+ à une autre substance : c'est un **donneur** de proton
- $AH \rightleftharpoons A^- + H^+$

Une base

- Substance capable de **recevoir** un ou plusieurs **protons** sous forme d'ion hydrogène H^+ provenant d'une autre substance : c'est un **accepteur** de proton.
- $B^- + H^+ \rightleftharpoons BH$

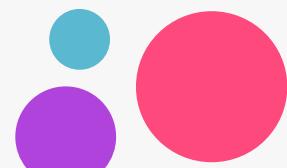
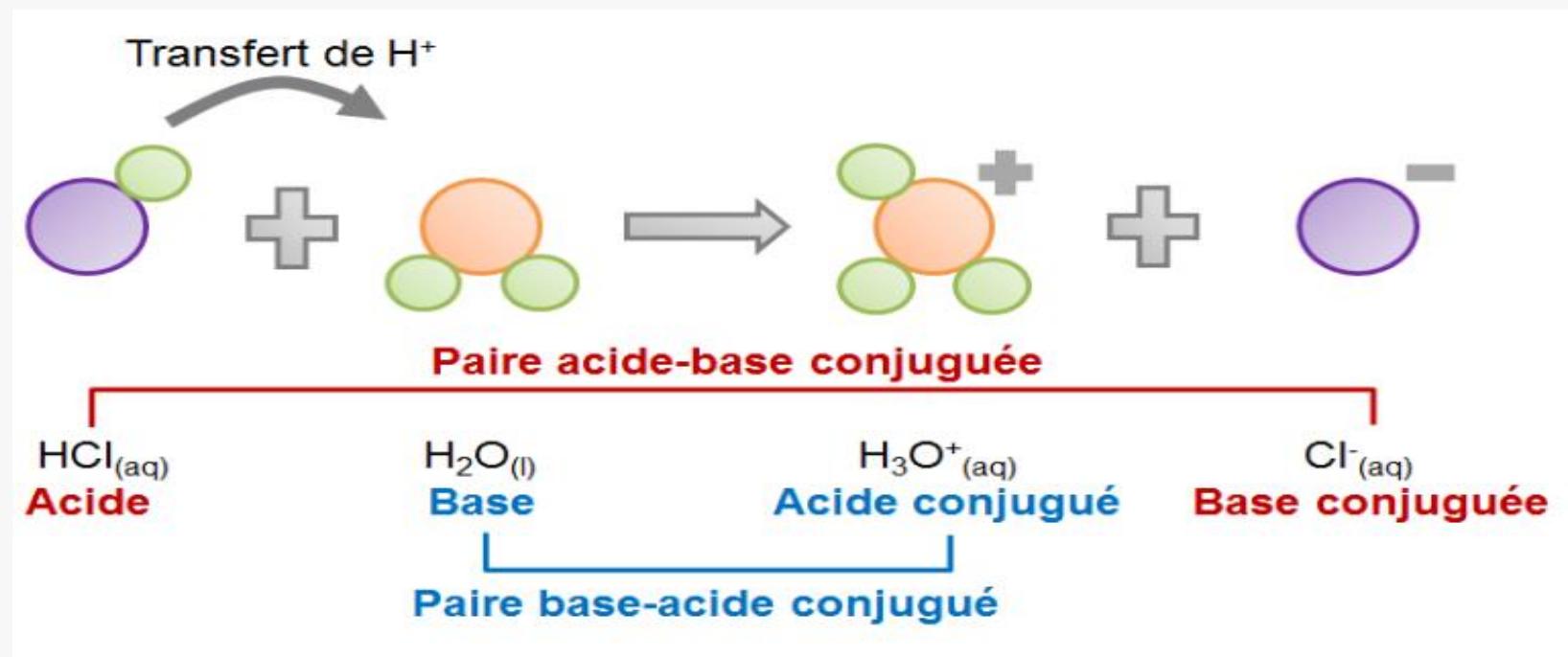


Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

Principales théories des acides et des bases

Théorie de Brönsted-Lowry

➤ Réaction entre l'acide chlorhydrique et l'eau selon la théorie de Brönsted-Lowry

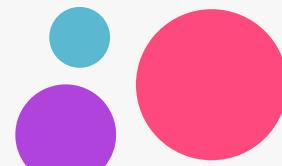
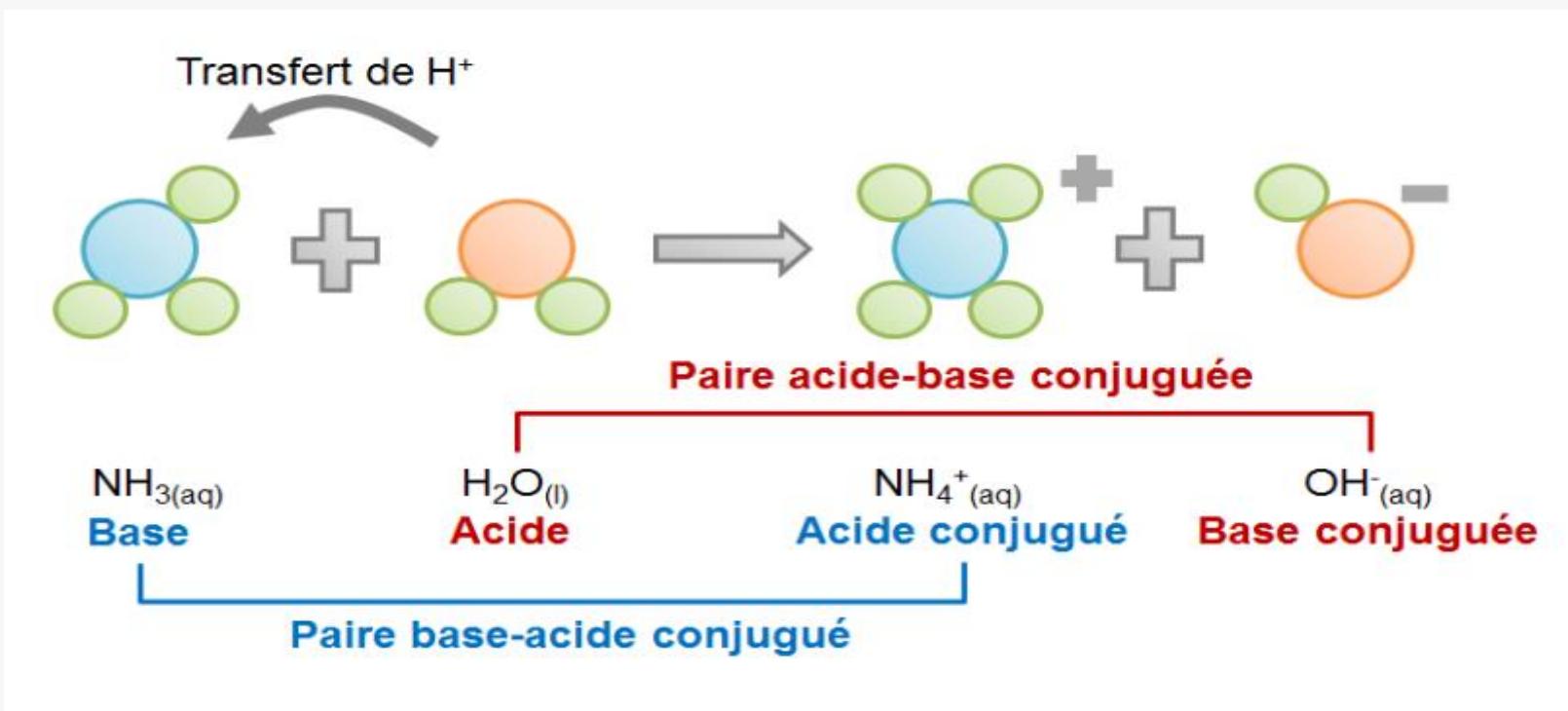


Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

Principales théories des acides et des bases

Théorie de Brönsted-Lowry

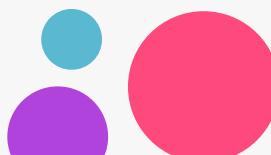
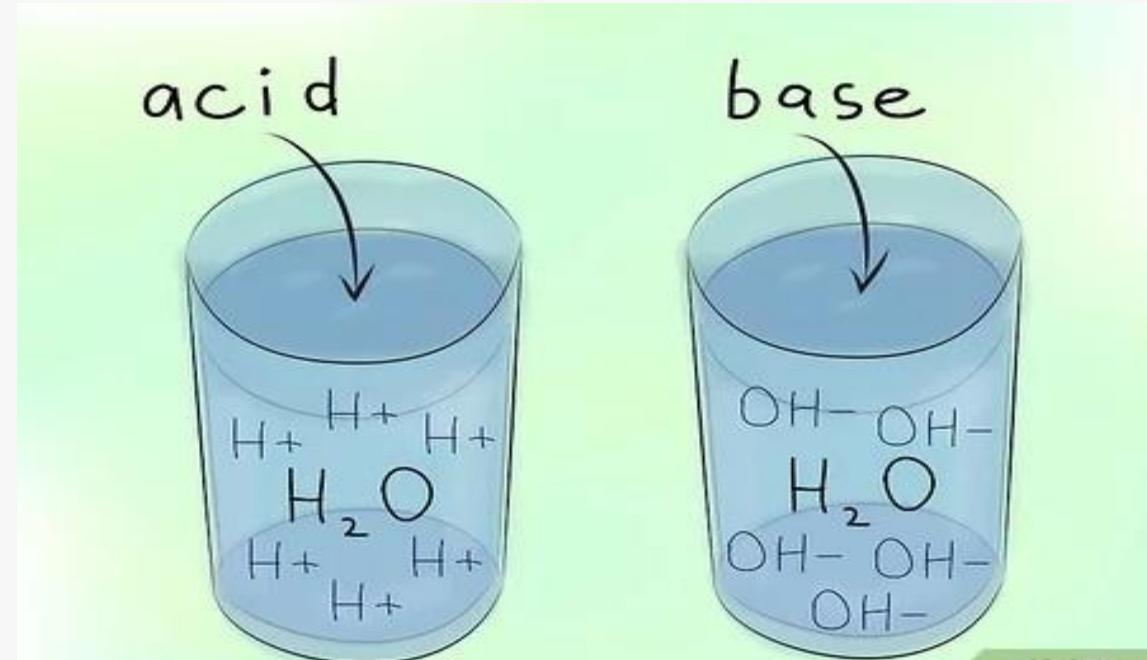
➤ Réaction entre l'ammoniac et l'eau selon la théorie de Brönsted-Lowry



Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

Notion d'ampholyte

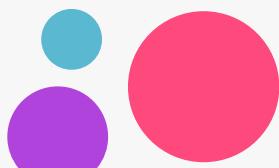
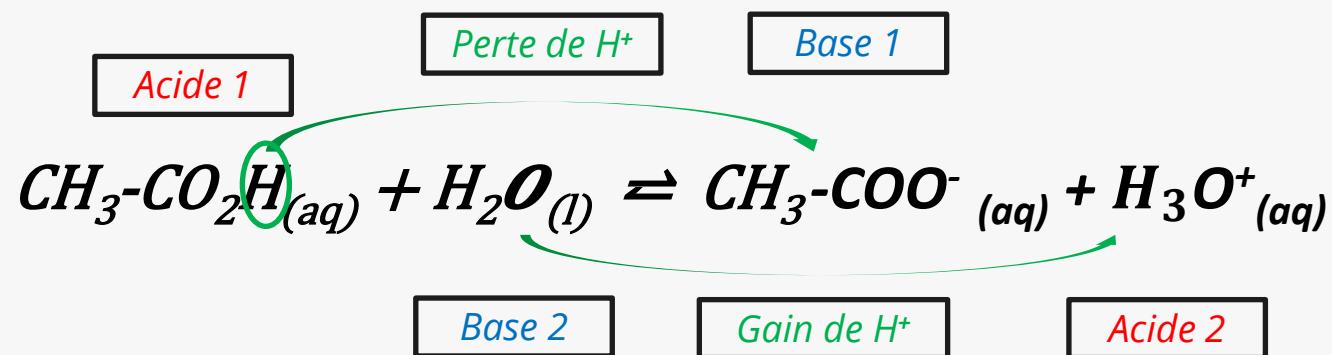
- L'eau constitue à la fois la forme basique du couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ et la forme acide du couple $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$. L'eau se comporte selon le cas comme un acide ou une base : c'est une espèce **amphotère** appelée encore **ampholyte**.



Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

Réaction acido-basique

- Une réaction d'acido-basique est caractérisée par un transfert de proton H^+ entre un acide et une base
- Une réaction acido-basique met en jeu deux couples acide-base :
le couple **Acide₁** / **Base₁** et le couple **Acide₂** / **Base₂**.
- **Exemple :**

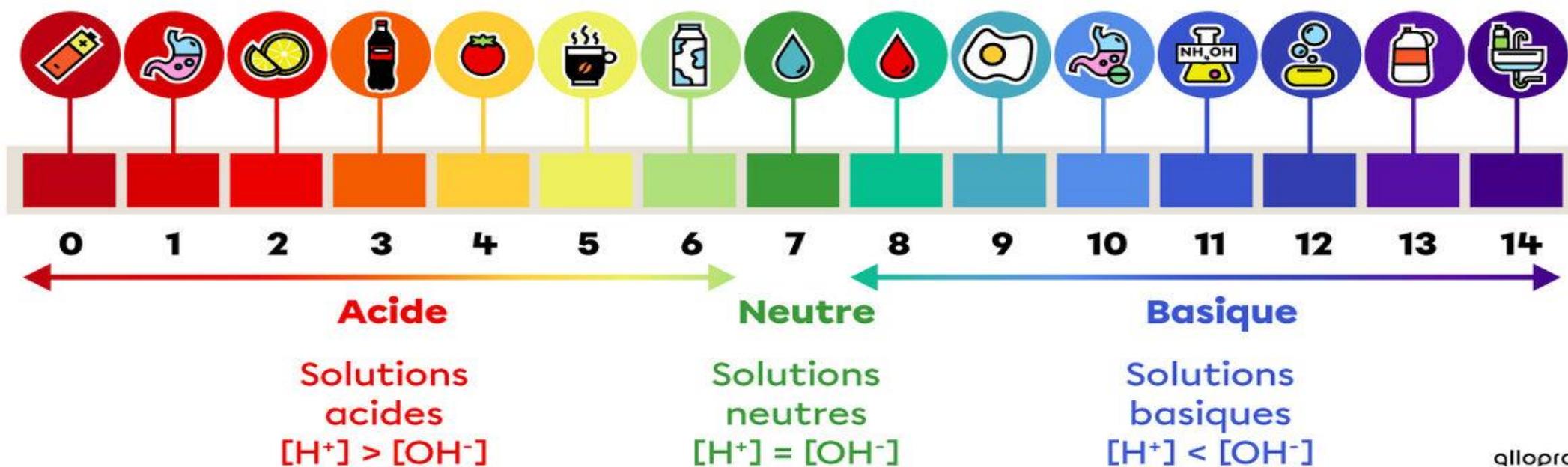


Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

Notion de pH

Dans l'étude des ions acide H_3O^+ et basique OH^- , l'eau est choisie comme **référence**. On parle d'**électroneutralité** ($[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$).

L'échelle pH



Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

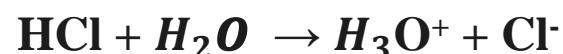
Force des acides et des bases

- Il existe deux types des acides et des bases selon leur dissociation :



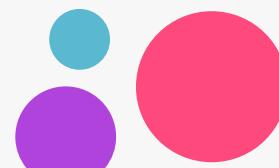
Acides forts et bases fortes

Ce sont des électrolytes forts
La réaction de dissociation est totale



Acides faibles et bases faibles

Ce sont des électrolytes faibles.
On a un équilibre de dissociation qui est nettement en faveur de la réaction inverse.



Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

Constantes d'acidité et de basicité

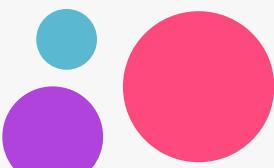


$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Base}]}{[\text{Acide}]}$$

Les constantes K_a varient, selon les acides, par commodité, dans les calculs, on remplace K_a par pK_a avec $pK_a = -\log K_a$

Remarque :

les acides forts sont totalement dissociés en solution, donc ne possèdent pas de K_a



Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

Constantes d'acidité et de basicité

Soit A^- une base faible :



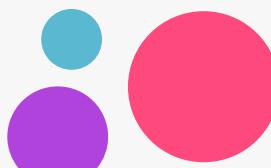
$$K_b = \frac{[OH^-][HA]}{[A^-]} = \frac{[OH^-][Acide]}{[Base]}$$

K_b est appelée **constante de basicité** du couple AH/A . C'est la constante de l'équilibre acido-basique correspondant à l'action de la base A sur le solvant H_2O en tant qu'acide.

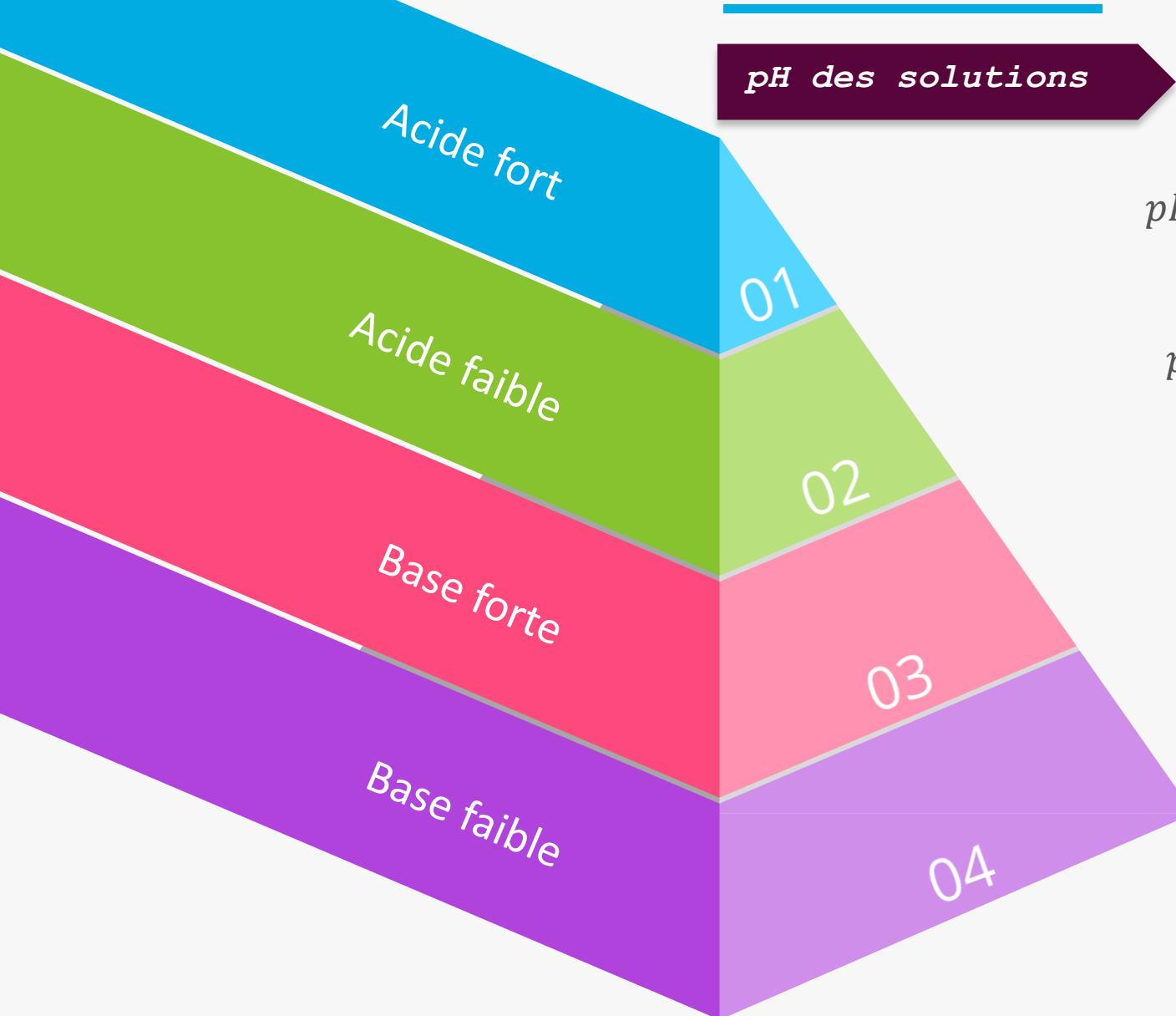
Remarque :

$$K_a \times K_b = K_e$$

$$K_e = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ à } 25^\circ C$$



Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

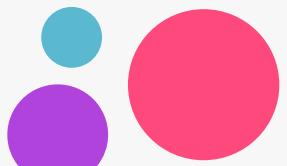


$$pH = -\log C_{HA}$$

$$pH = -\log k_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$$

$$pH = 14 + \log C_B$$

$$pH = 7 - \frac{1}{2} \log k_a + \frac{1}{2} \log C_B$$

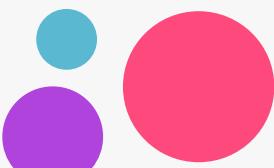


Solution Tampons; Indicateurs colorés

Une Solution tampon

Définition

- Une solution tampon est une solution qui maintient approximativement le même pH malgré l'addition de petites quantité d'un acide ou d'une base ou malgré une dilution.
- Une solution tampon est caractérisé par un pH fixe elle permet de fixer le pH d'un milieu réactionnel



Solution Tampons; Indicateurs colorés

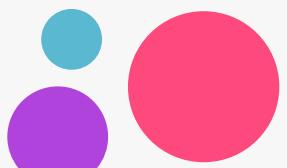
Solution tampon

Préparation d'une solution tampon

Mélange simple d'un acide faible et de sa base conjuguée

Action d'un acide fort sur une base faible.

Action d'une base forte sur un acide faible.



Solution Tampons; Indicateurs colorés

Solution tampon

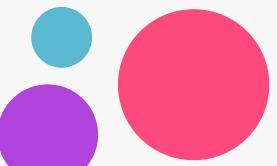
Préparation d'une solution tampon

Application

- Préparer 45ml de tampon acétate (0,25M) à pH de 4,86

Réactifs et solutions

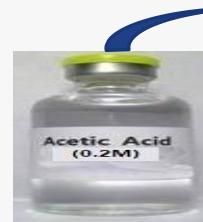
- Solution d'acide acétique (CH_3COOH) à concentration de 0,2M.
- Acétate de sodium (CH_3COONa).
Masse molaire $\text{CH}_3\text{COONa} = 82 \text{ g/mol}$



Solution Tampons; Indicateurs colorés

Préparation du tampon

Mesurer **25ml** d'acide acétique (CH_3COOH) de la solution de 0,2M, à l'aide d'une éprouvette.



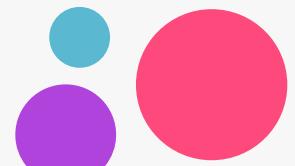
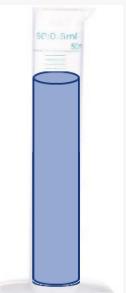
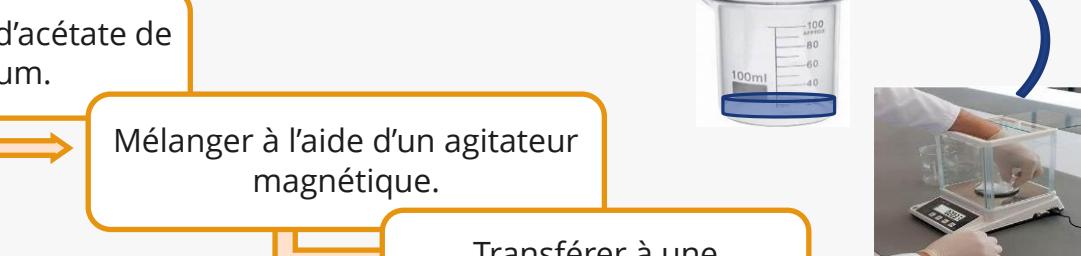
Verser dans un bécher

Peser **0,51g** d'acétate de sodium.

Mélanger à l'aide d'un agitateur magnétique.

Transférer à une éprouvette de 50ml.

Compléter le volume à **45ml** par de l'eau distillée.



Solution Tampons; Indicateurs colorés

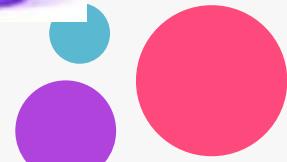
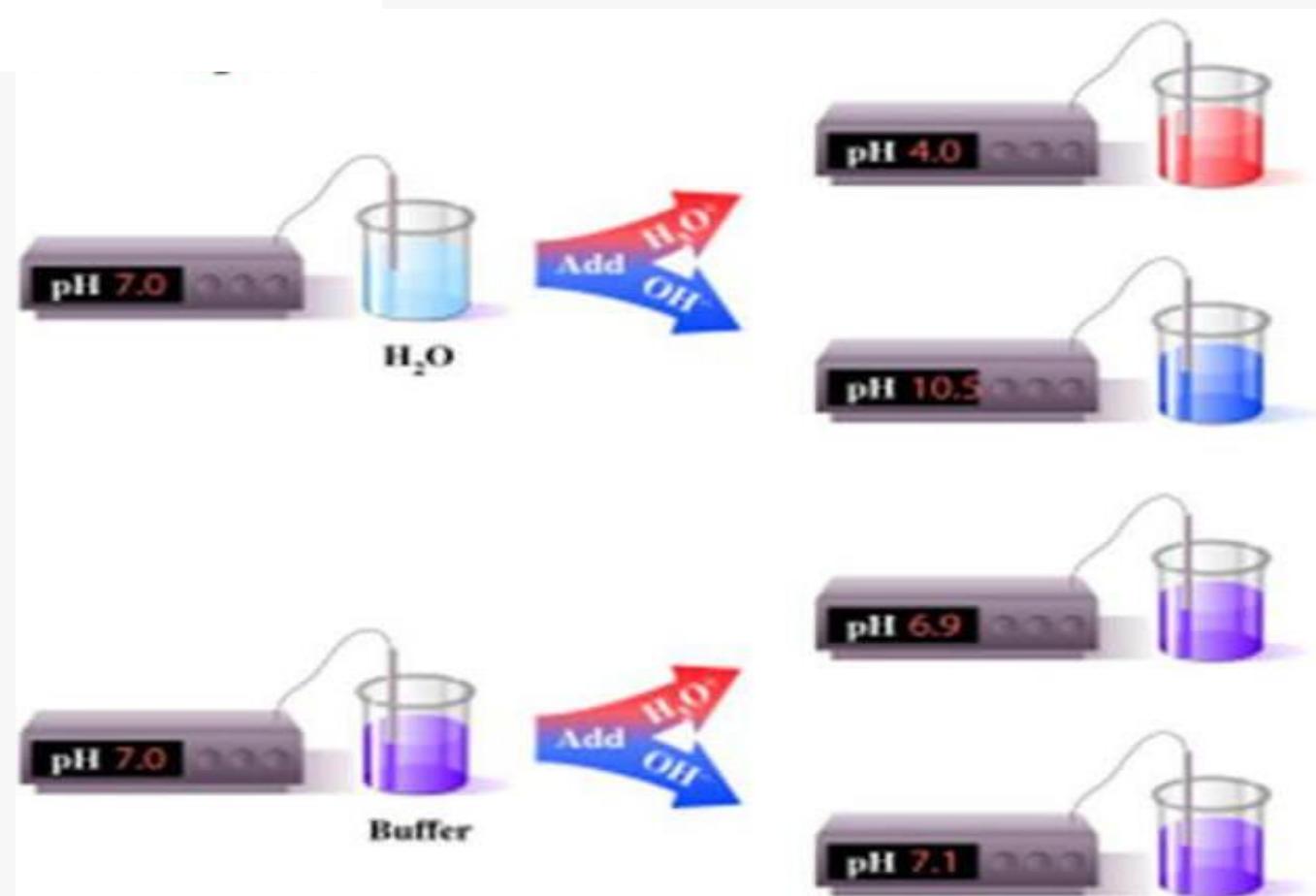
Une Solution tampon

Faible pouvoir tampon :

L'ajout d'un acide ou d'une base provoque une forte variation de pH

Pouvoir tampon élevé

L'ajout d'un acide ou d'une base ne provoque pas ou presque pas de variation du pH

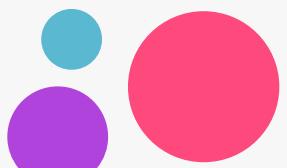


Solution Tampons; Indicateurs colorés

Indicateurs colorés

Définition

- Un indicateur coloré est une **espèce chimique** qui existe sous **différentes formes**, et sous différentes couleurs en **fonction du pH**.

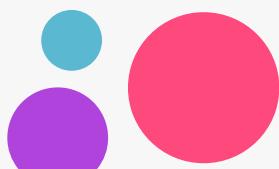


Solution Tampons; Indicateurs colorés

Indicateurs colorés

Exemple

Indicateur	Couleur (acide)	Transition PH (approximative)	Couleur (base)
<i>Rouge de crésol</i>	Rouge	0,0 - 1,0	Jaune
<i>Bleu de bromophénol (BBP)</i>	Jaune	3,0 - 4,6	Violet
<i>Vert de bromocrésol</i>	Jaune	3,8 - 5,4	Bleu
<i>Rouge de méthyle</i>	Rouge	4,2 - 6,3	Jaune
<i>Papier de tournesol (Azolitmine)</i>	Rouge	4,5 - 8,3	Bleu
<i>Bleu de bromothymol, BBT (2e transition)</i>	Jaune	6,0 - 7,6	Bleu
<i>Phénolphtaléine</i>	Incolore	8,2 - 10,0	Rose
<i>Carmin d'indigo</i>	Bleu	11,4 - 13,0	Jaune



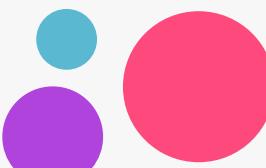
Solution Tampons; Indicateurs colorés

Indicateurs colorés

Choix de l'indicateur coloré acido-basique

➤ La zone de virage de l'indicateur coloré choisi doit **contenir** la valeur du pH à l'équivalence.

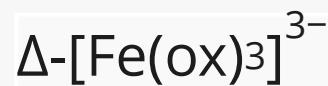
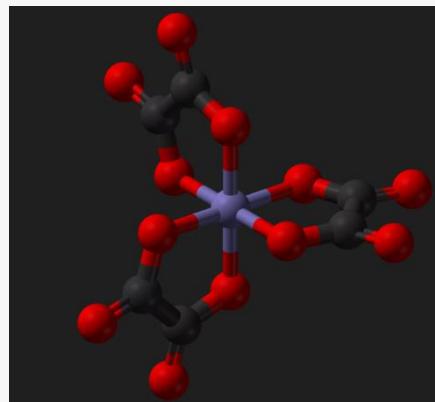
➤ L'indicateur coloré doit être ajouté en petite quantité puisqu'il a des propriétés acido-basiques qui pourraient fausser le titrage. On ajoute généralement deux-trois gouttes d'indicateur coloré acido-basique .



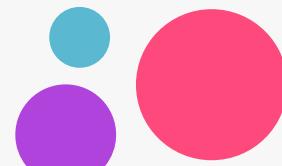
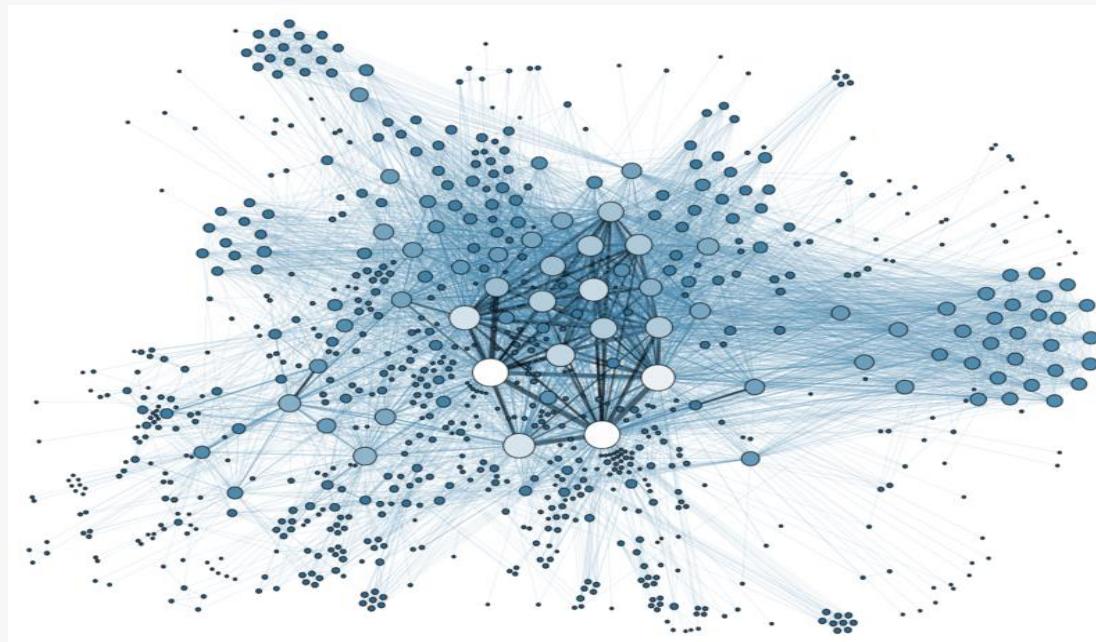
Solution Tampons; Indicateurs colorés

Systeme complexe

un complexe peut être défini comme un donneur de particule.



- Les acides, qui sont des donneurs de la particule H^+ dans le modèle de Brönsted, peuvent être considérés comme des complexes





*Merci pour votre
attention!*

