

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 COMPLEXES

INTRODUCTION

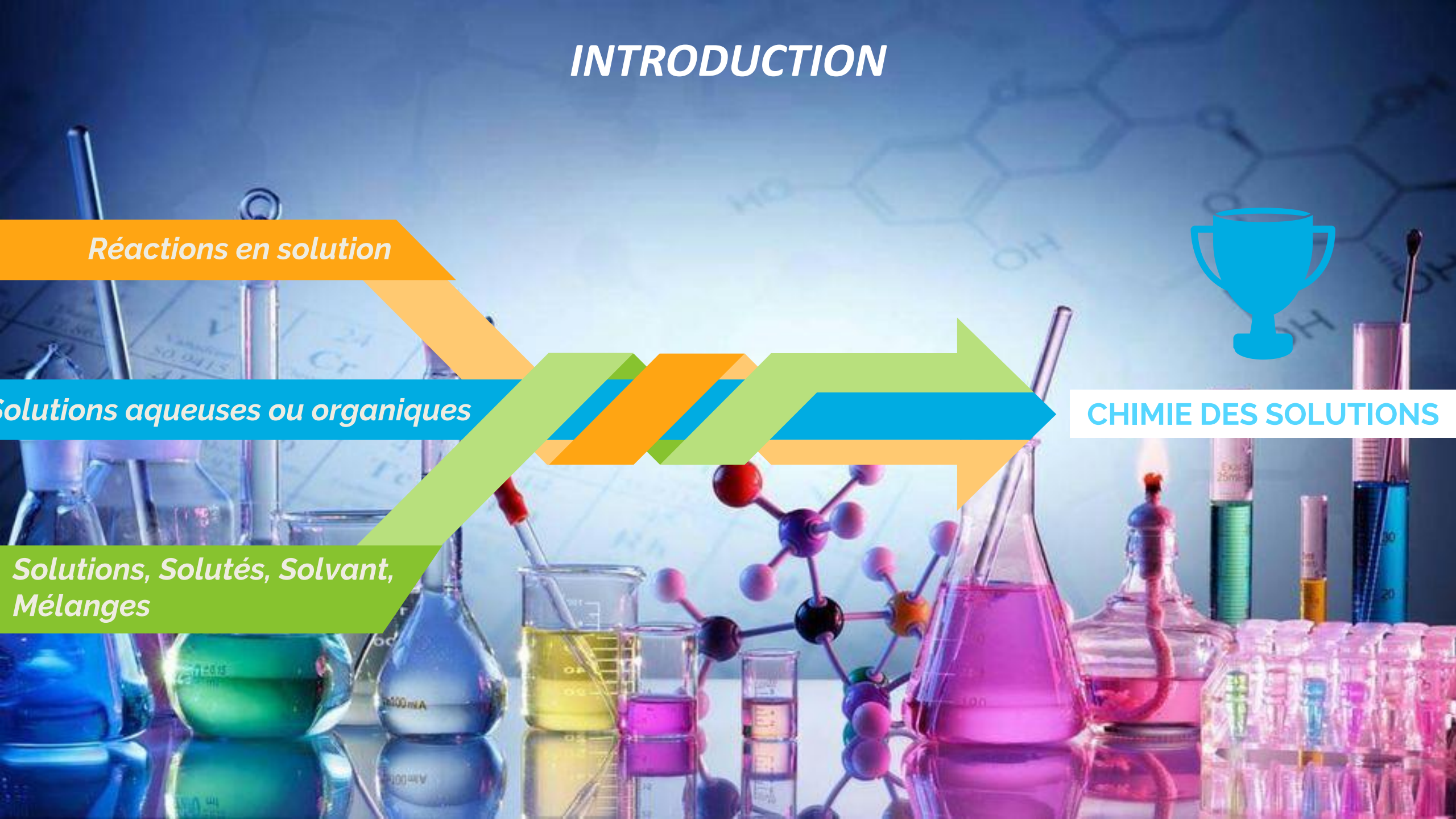
Réactions en solution

Solutions aqueuses ou organiques

*Solutions, Solutés, Solvant,
Mélanges*

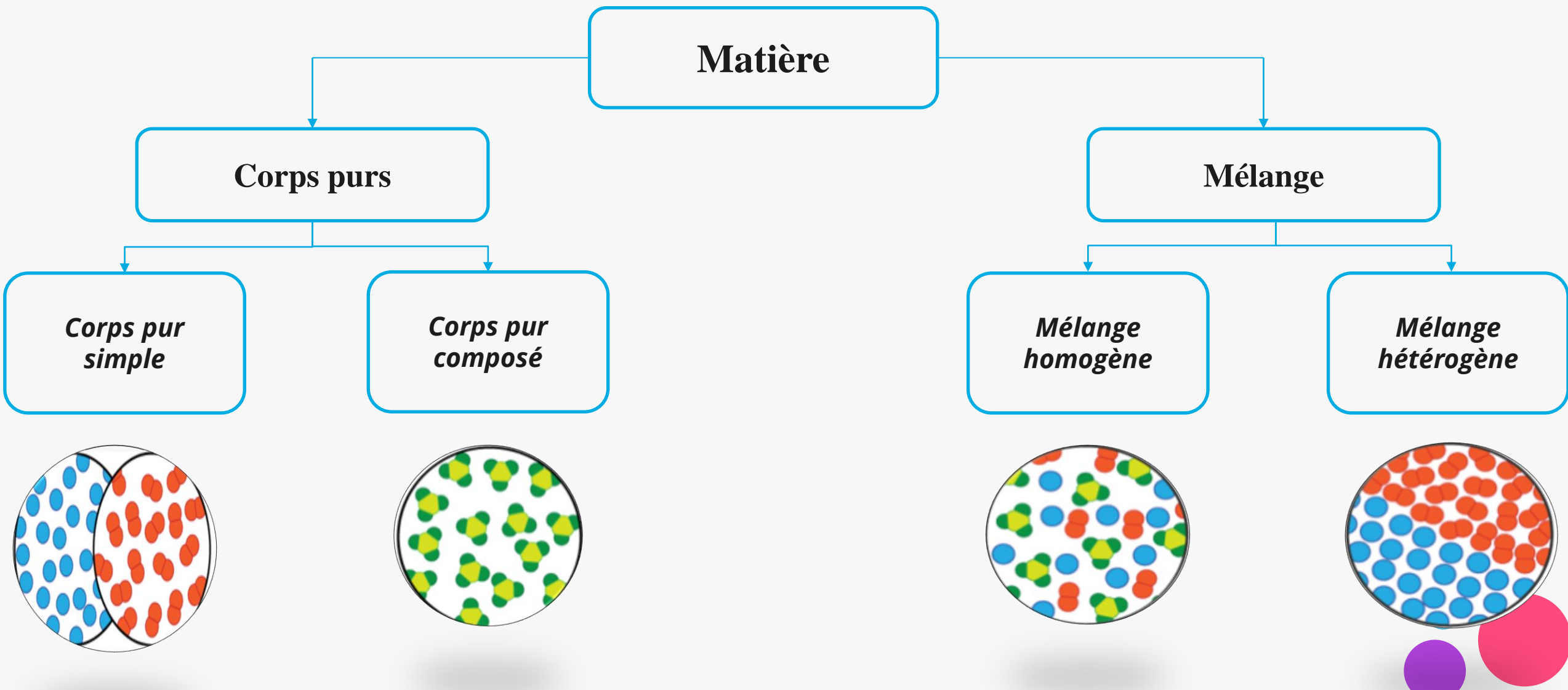


CHIMIE DES SOLUTIONS



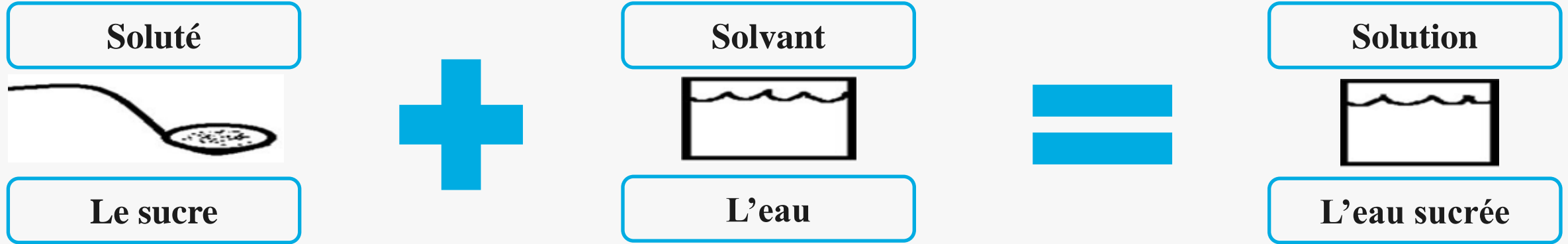
Généralités des solutions aqueuses

Corps purs et mélanges

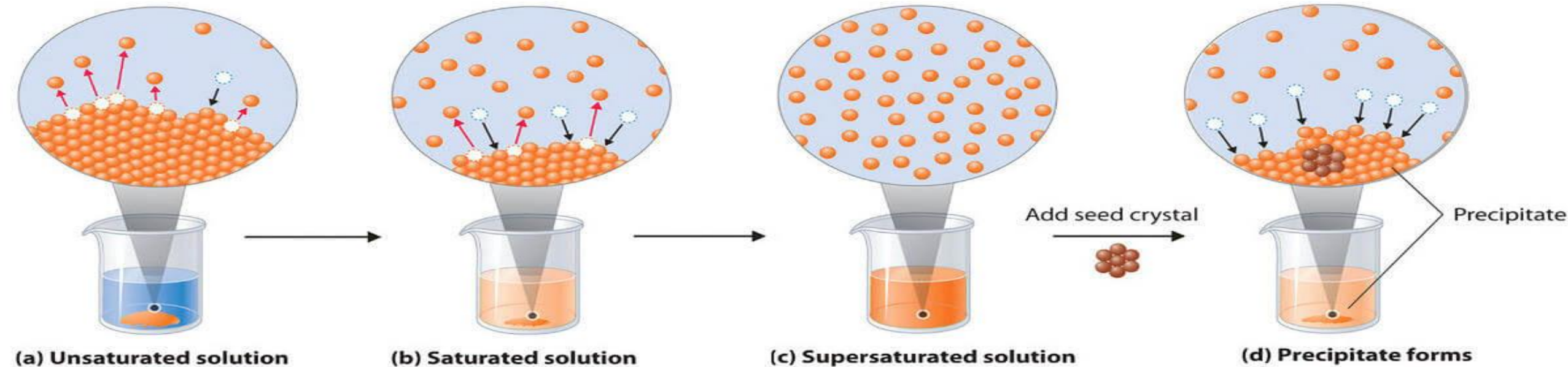


Généralités des solutions aqueuses

Solution et solubilité



solubilité



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

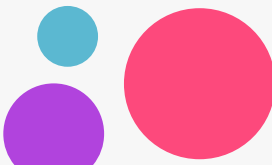
La masse molaire est notée M . C'est la masse d'une mole d'atomes, d'ions ou de molécules.
L'unité de la masse molaire est le g.mol^{-1}

Exemples

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

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 $n = m / M$ avec [n en mol ; m en grammes (g) et M en g.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.

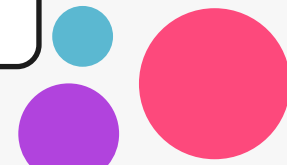


Grandeurs liées à la quantité de matière

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

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

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
volumique

Pourcentage
massique



Pourcentage massique (% m/m)

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

Pourcentage volumique (% v/v)

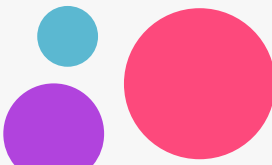
$$C = \left(\frac{V_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \right) \times 100$$

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

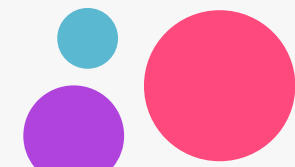
Relation entre le volume et la quantité de matière

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.

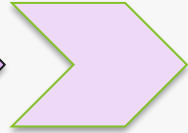
$d = \frac{m_s}{m_r}$ avec $\rho_s = \frac{m_s}{V}$ et $\rho_r = \frac{m_r}{V}$ donc $d_A = \frac{\rho_s \times V}{\rho_r \times V}$ finalement on obtient la relation suivante : $d = \frac{\rho_s}{\rho_r}$ (d sans unité)

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



Grandeurs liées à la quantité de matière

Fraction molaire



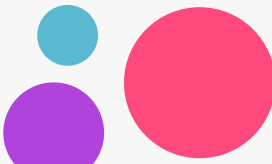
La fraction molaire est le rapport entre le nombre de moles d'un constituant et le nombre total de moles de la solution.



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

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

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)

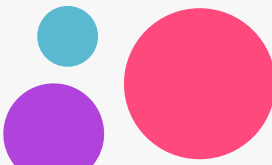
V_M : Volume molaire (L/mol)

- Remarque :

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

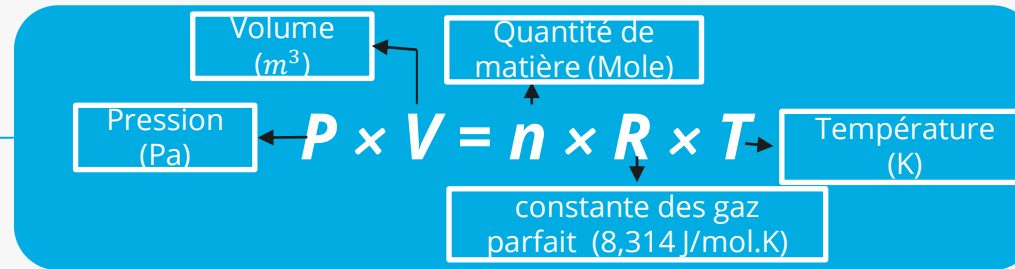
À $T = 0\text{ °C}$ et $P = 1,013 \times 10^5\text{ Pa}$, il vaut par exemple $V_m = 22,4\text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

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

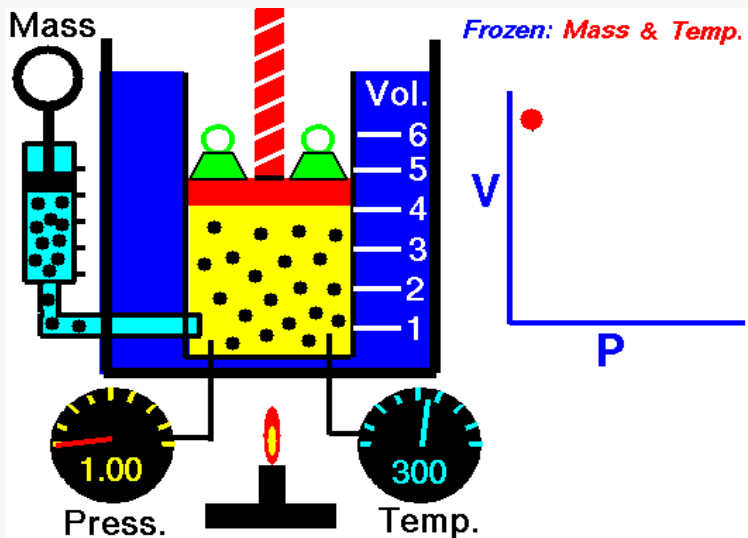


Grandeurs liées à la quantité de matière

Relation des gaz parfaits

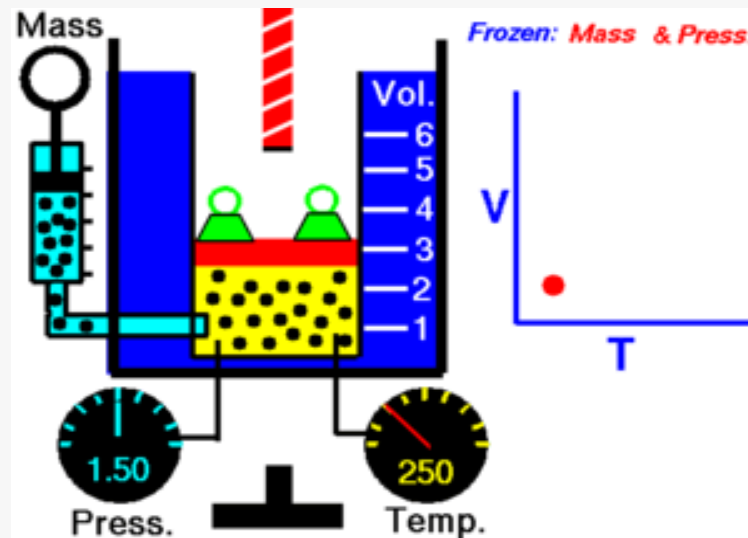


Loi de Boyle Mariote



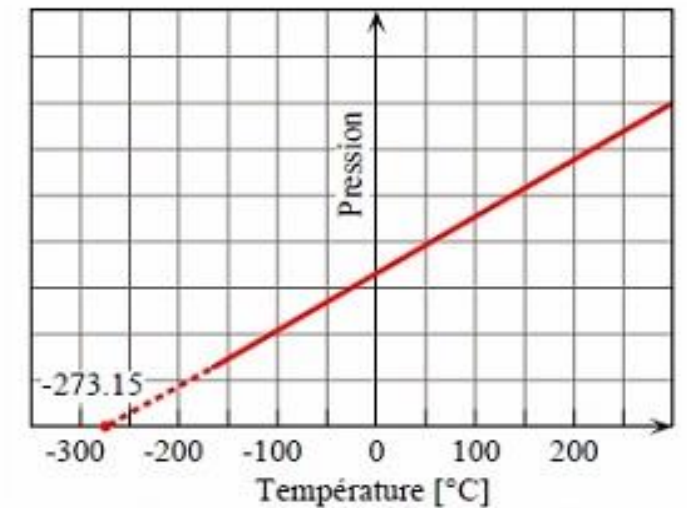
$$\text{A } T = \text{Cte} \longrightarrow PV = \text{Cte}$$

Loi de Charles



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

loi de Gay-Lussac



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

Grandeurs liées à la quantité de matière

Densité d'un gaz par rapport à l'air

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

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

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

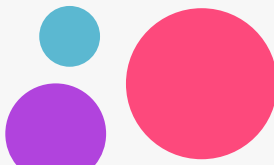
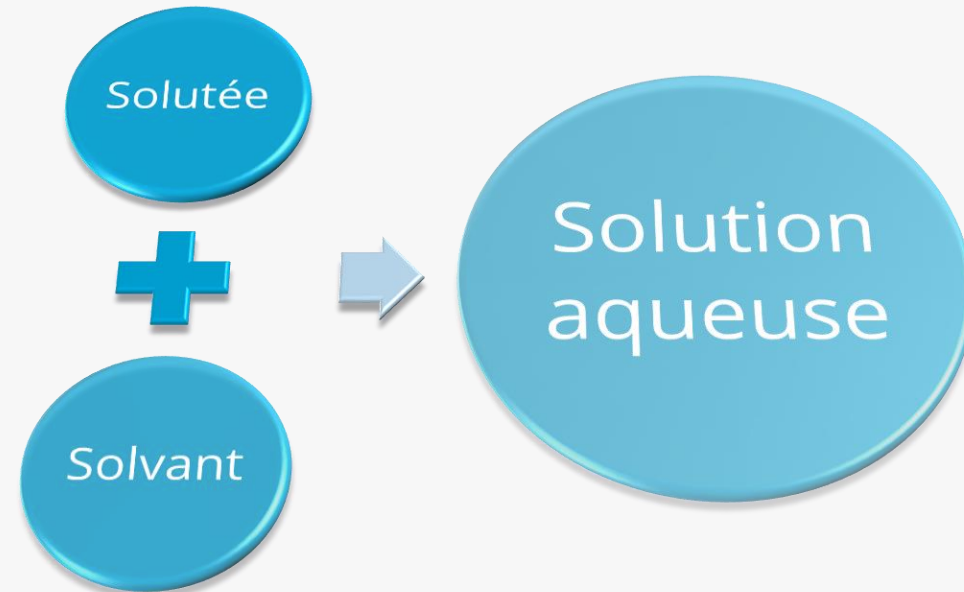


Préparation des solution aqueuses et non aqueuses

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

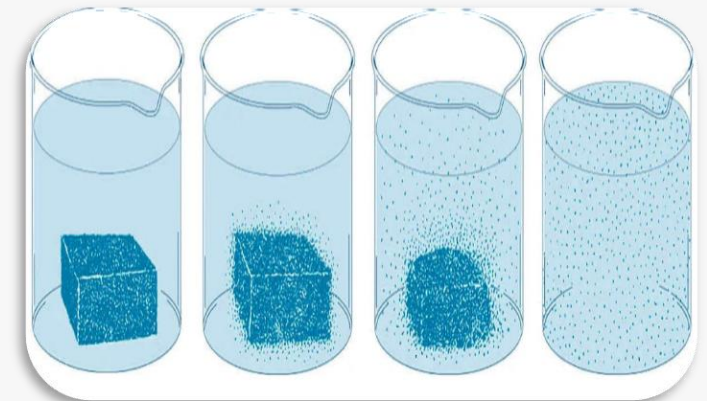
Conductive

molécules

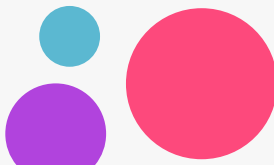
Non-
conductive



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.

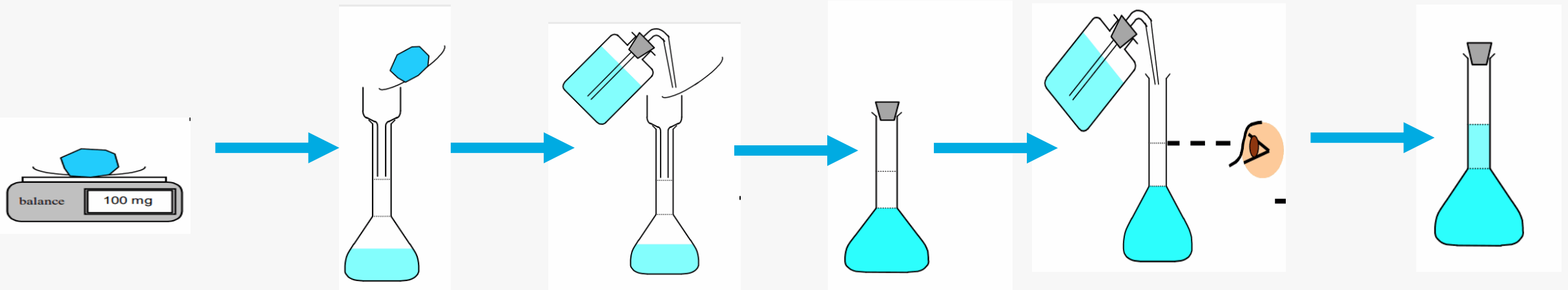


Préparation des solutions aqueuses et non aqueuses

Préparation des solutions aqueuses

Comment préparer une solution aqueuses?

Préparation à partir d'un solide



Peser

Transverser le solide dans
la fiole

agiter

Ajouter
de l'eau

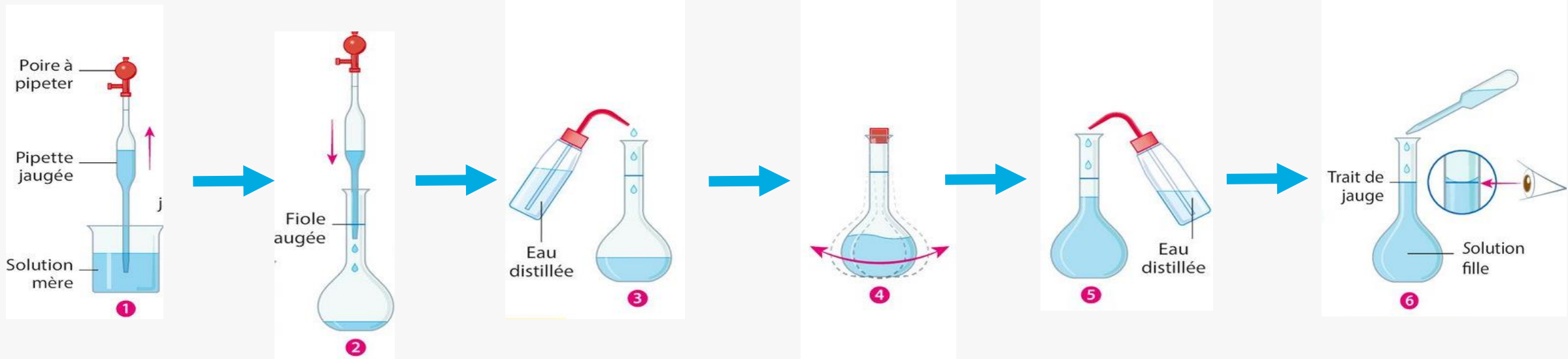
Produit
préparé

Préparation des solutions aqueuses et non aqueuses

Préparation des solutions aqueuses

Définition d'une solution aqueuse

Préparation à partir d'un liquide



mesure précise des volumes

transfère dans une fiole

Ajoute de l'eau

agiter

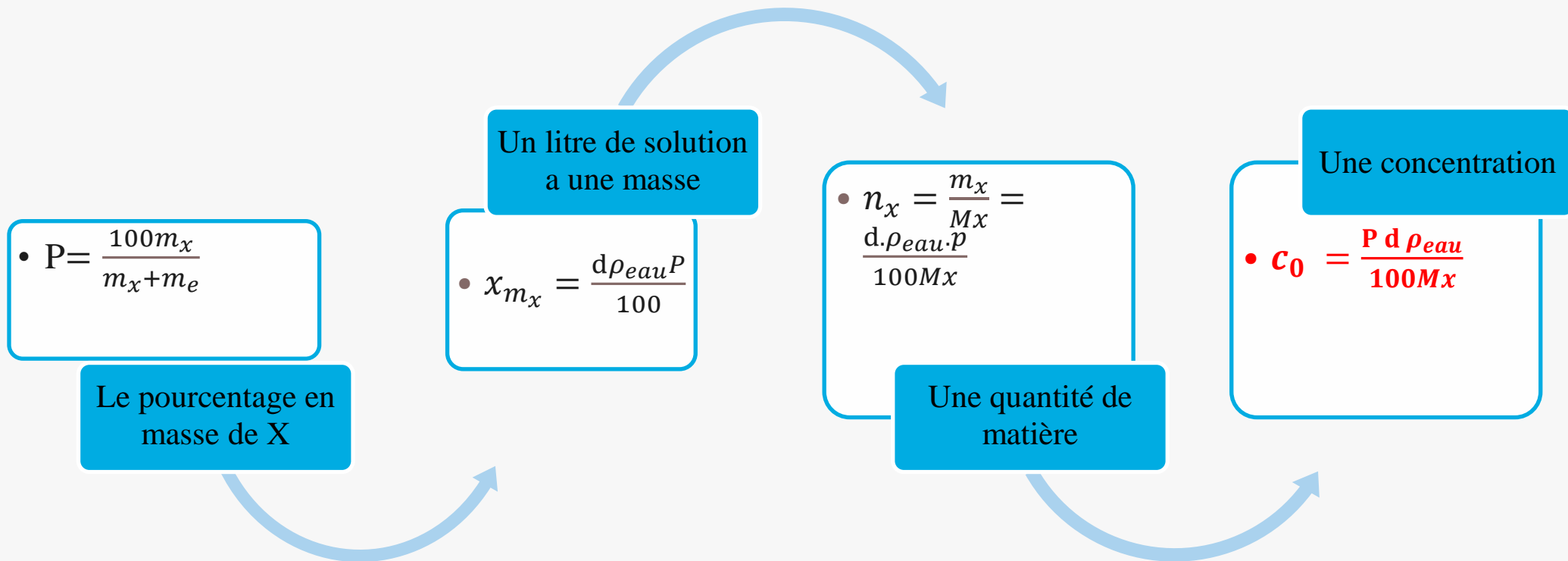
Ajoute d'eau

Ajustement

Préparation des solutions aqueuses et non aqueuses

Préparation des solutions aqueuses

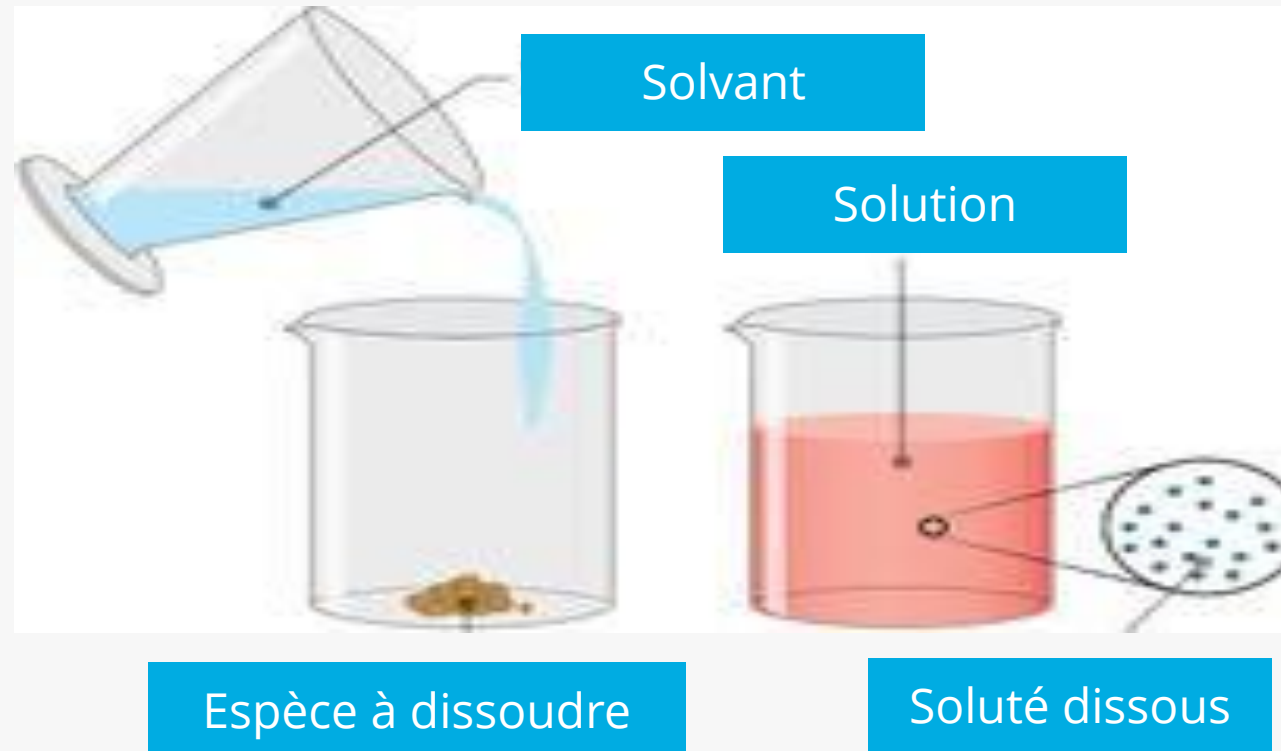
Préparation d'une solution à partir d'un produit commerciale



Préparation des solutions aqueuses et non aqueuses

Préparation des solutions non aqueuses

Comment préparer une solution non aqueuse?

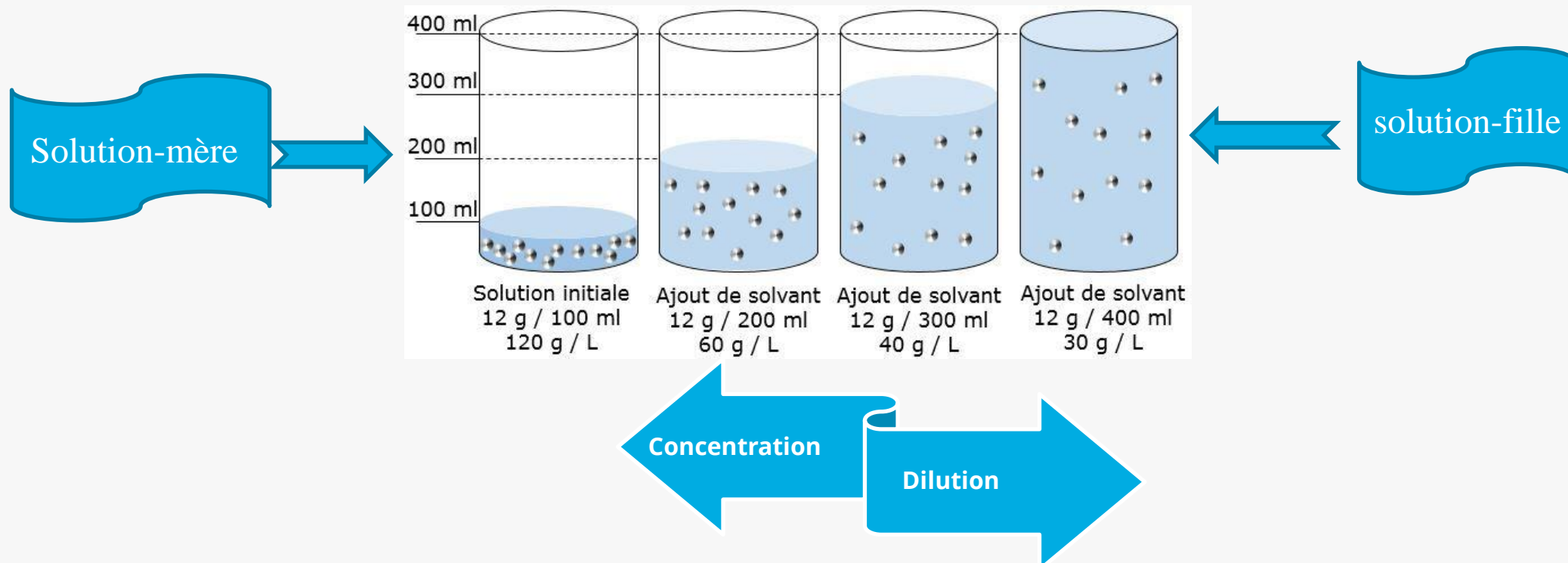


Solutions diluées, concentrées, complexes

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 rajouter le soluté ou bien diminuer le solvant



Solutions diluées, concentrées, complexes

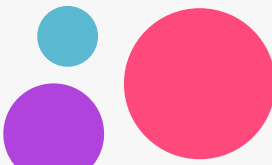
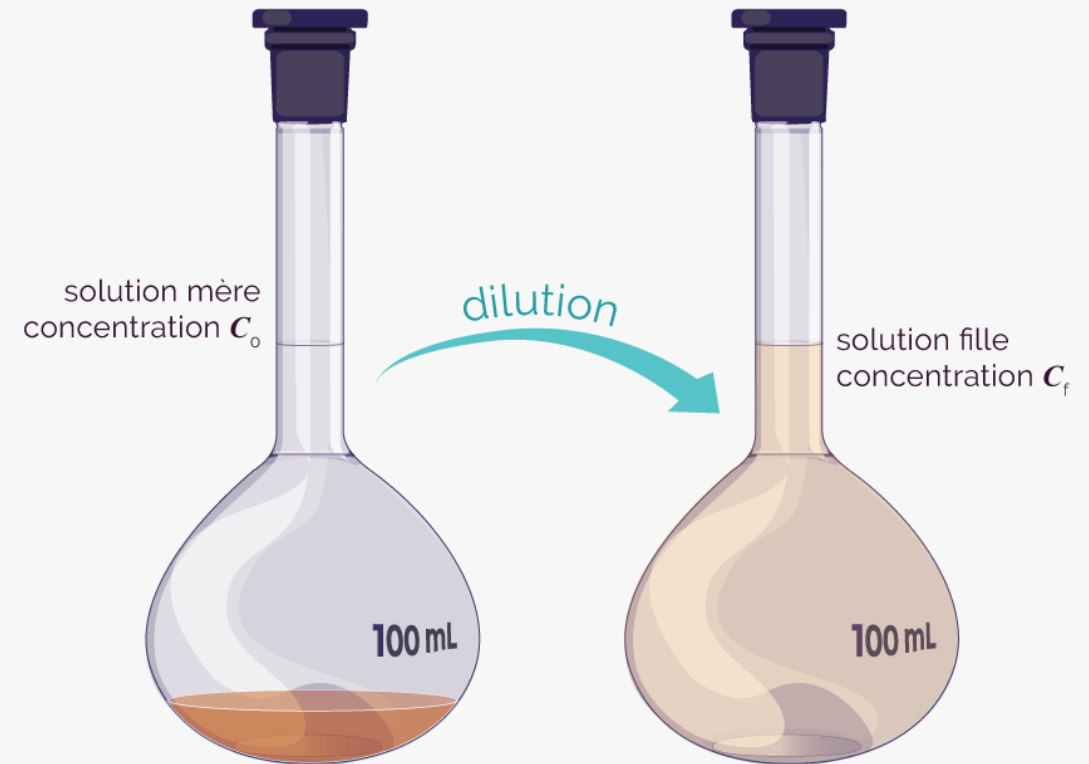
Solutions diluée

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

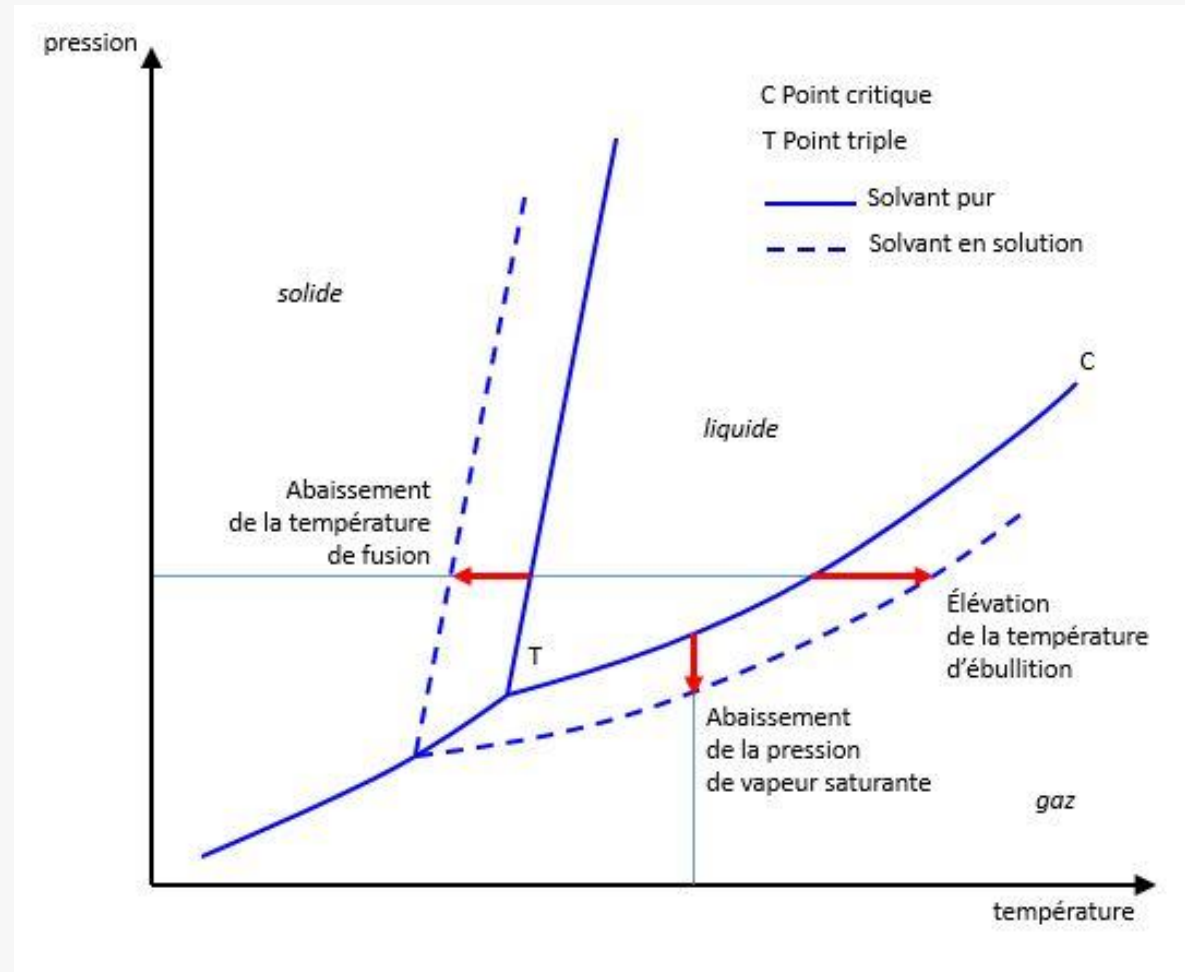
Lois des solutions diluées :

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

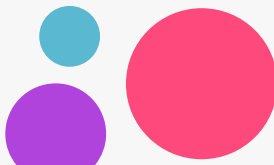
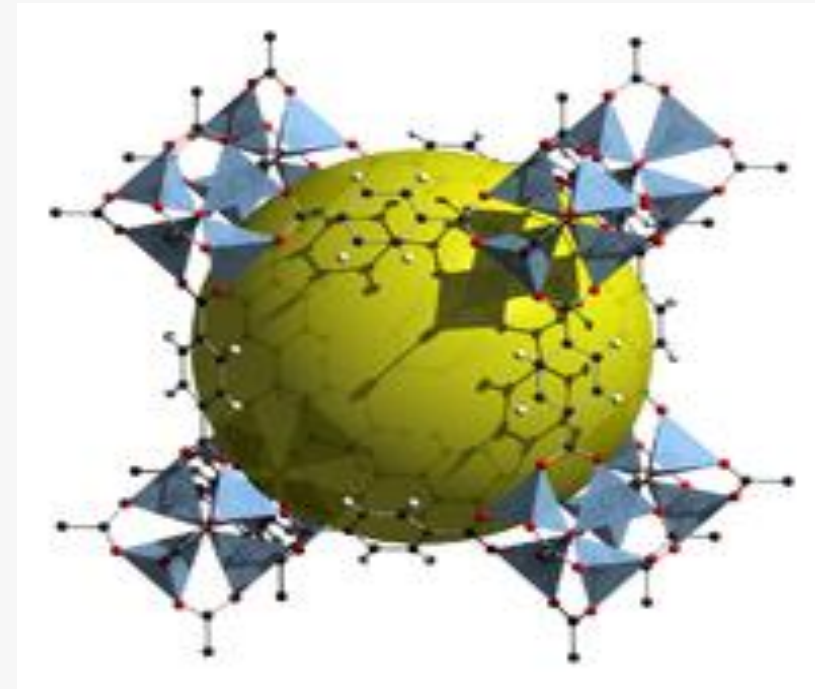
Solutions complexes

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)



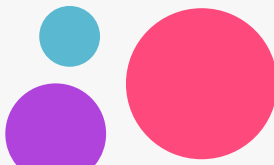
Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

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
$HBr_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$	$KOH_{(aq)} \rightarrow K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
$H_2SO_{4(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + HSO^{4-}_{(aq)}$	$Ba(OH)_{2(aq)} \rightarrow Ba^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$

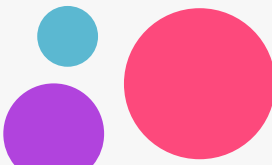


Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

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 Brønsted-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
- $\text{AH} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}^+$

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.
- $\text{B}^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{BH}$

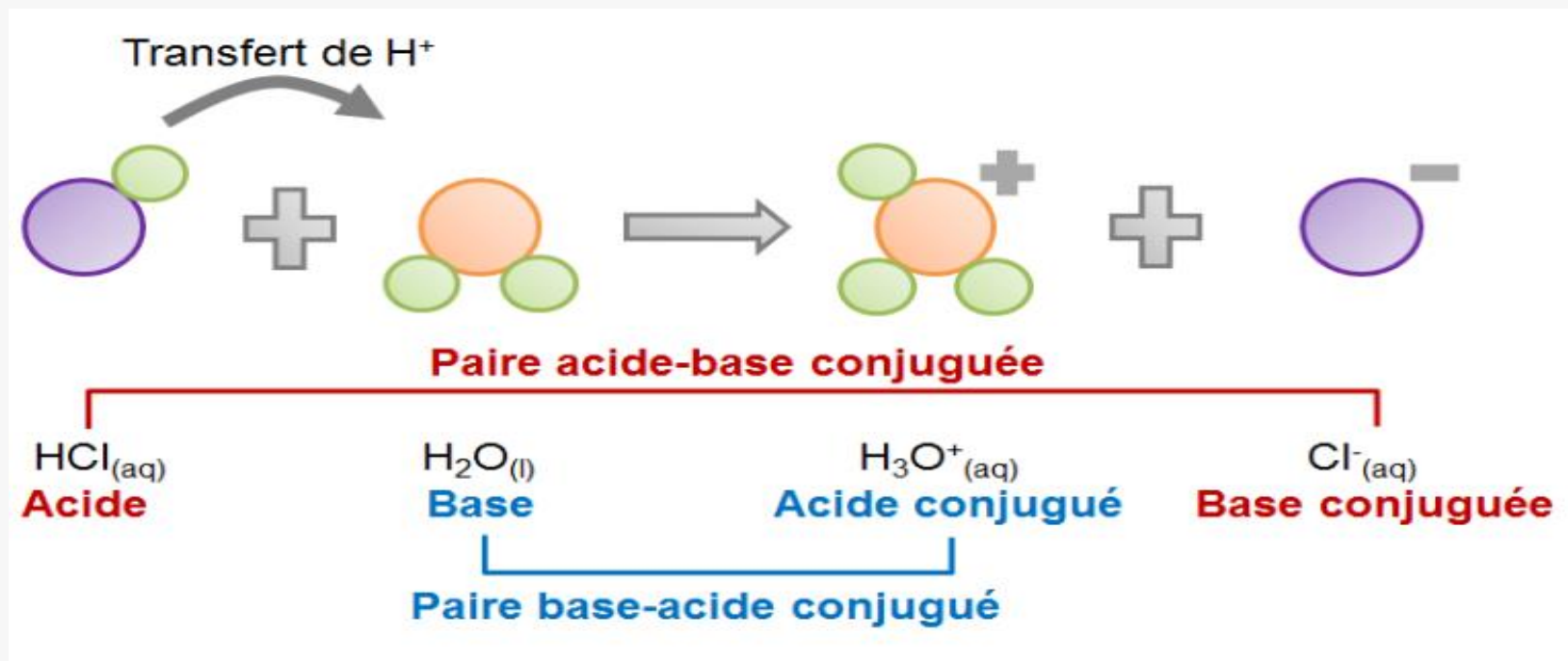


Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

Principales théories des acides et des bases

Théorie de Brønsted-Lowry

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

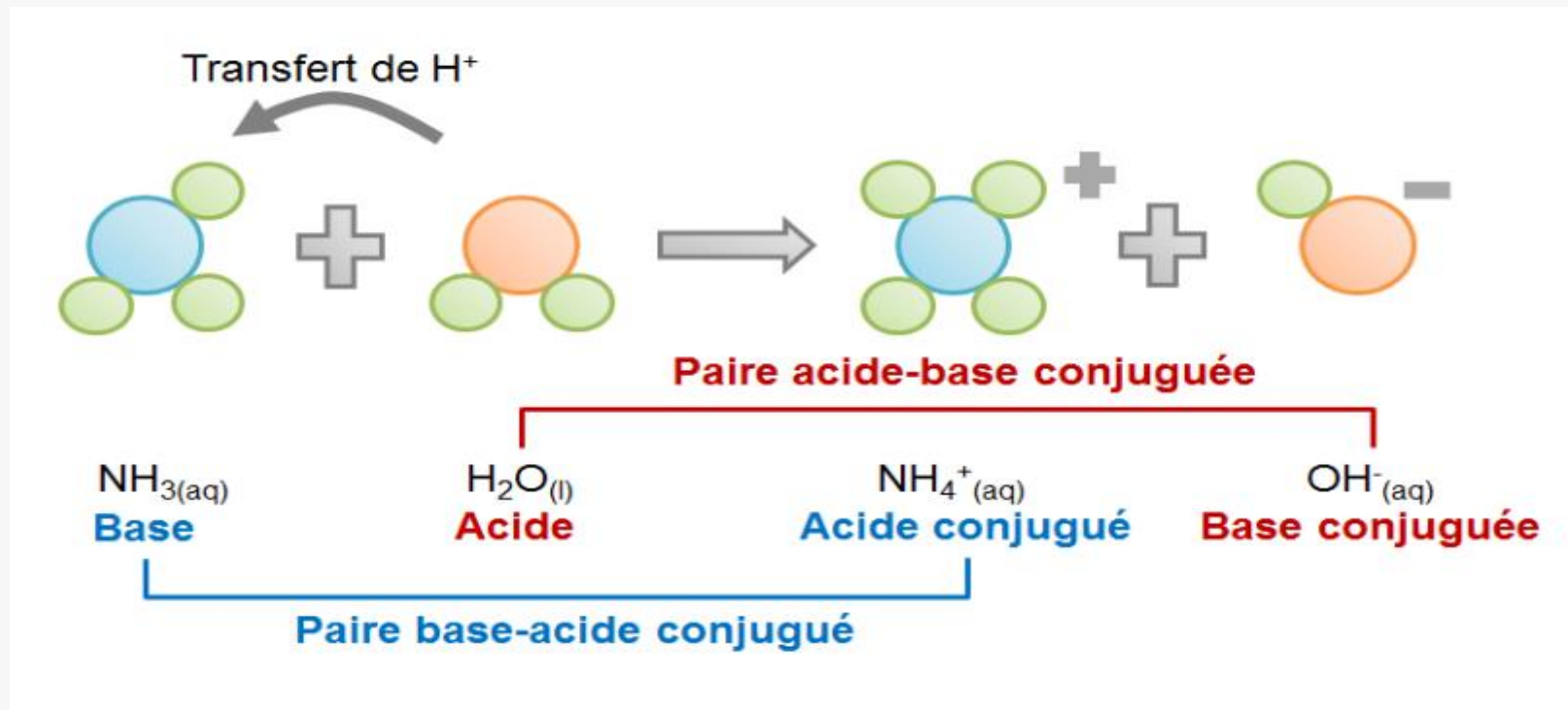


Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

Principales théories des acides et des bases

Théorie de Brønsted-Lowry

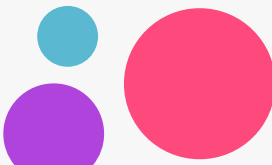
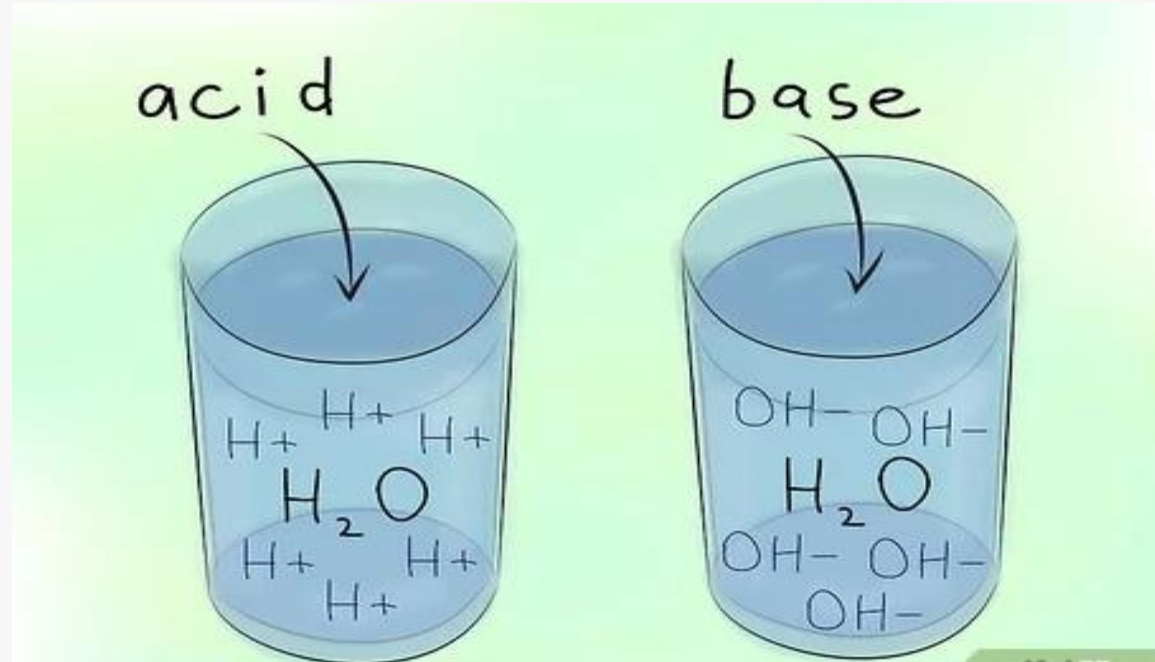
- Réaction entre l'ammoniac et l'eau selon la théorie de Brønsted-Lowry



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**.

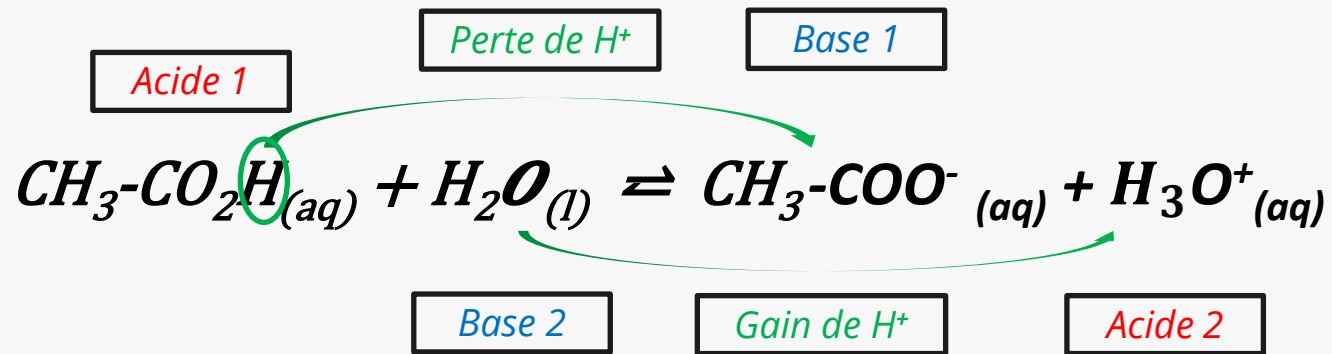


Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

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 :*

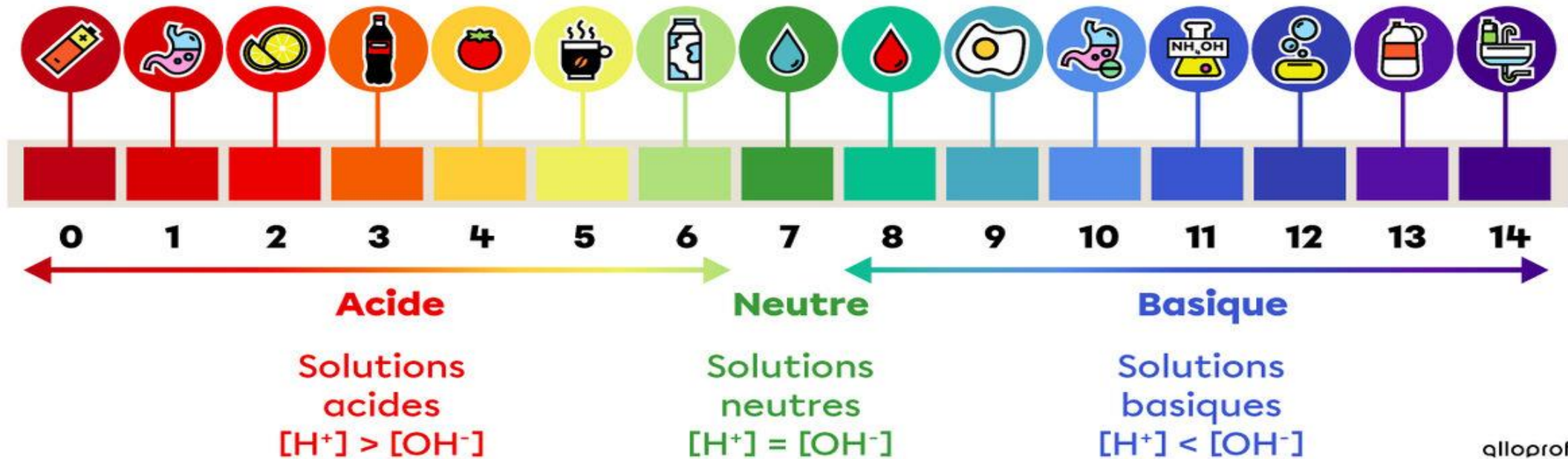


Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

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



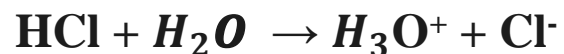
Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

Force des acides et des bases

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

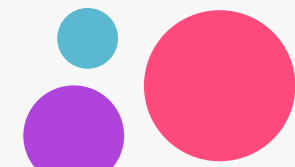
Acides forts et bases fortes

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

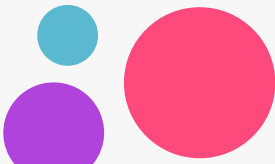
HA un acide faible : $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$

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

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

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 :



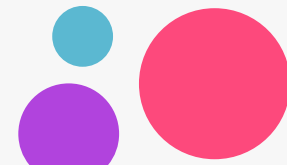
$$K_b = \frac{[OH^-][HA]}{[A^-]} = \frac{[OH^-][Acide]}{[Base]}$$

K_b est appelée *constante de basicité* du couple HA/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 :

$$K_a \times K_b = K_e$$

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



Réactions acido-basiques - aspects qualitatifs

pH des solutions

Acide fort

01

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

Acide faible

02

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

Base forte

$$pH = 14 + \log C_B$$

03

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

Base faible

04

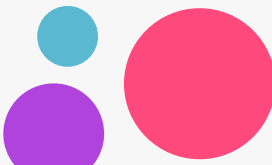


Solution Tampons; Indicateurs colorés

Une Solution tampon

Définition

- Une solution tampon est une solution qui maintient approximativement le même pH malgré l'addition des 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

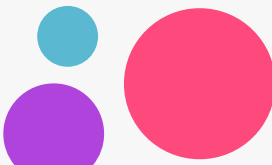
Solution tampon

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

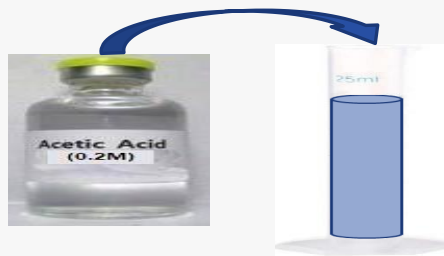
- Solution d'acide acétique (CH_3COOH) à concentration de 0,2M.
- Acétate de sodium (CH_3COONa).
Masse molaire $\text{CH}_3\text{COONa} = 82 \text{ g/mol}$



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



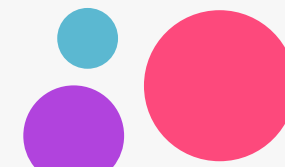
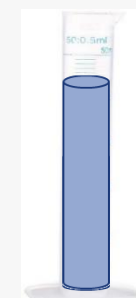
Peser **0,51g** d'acétate de sodium.



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

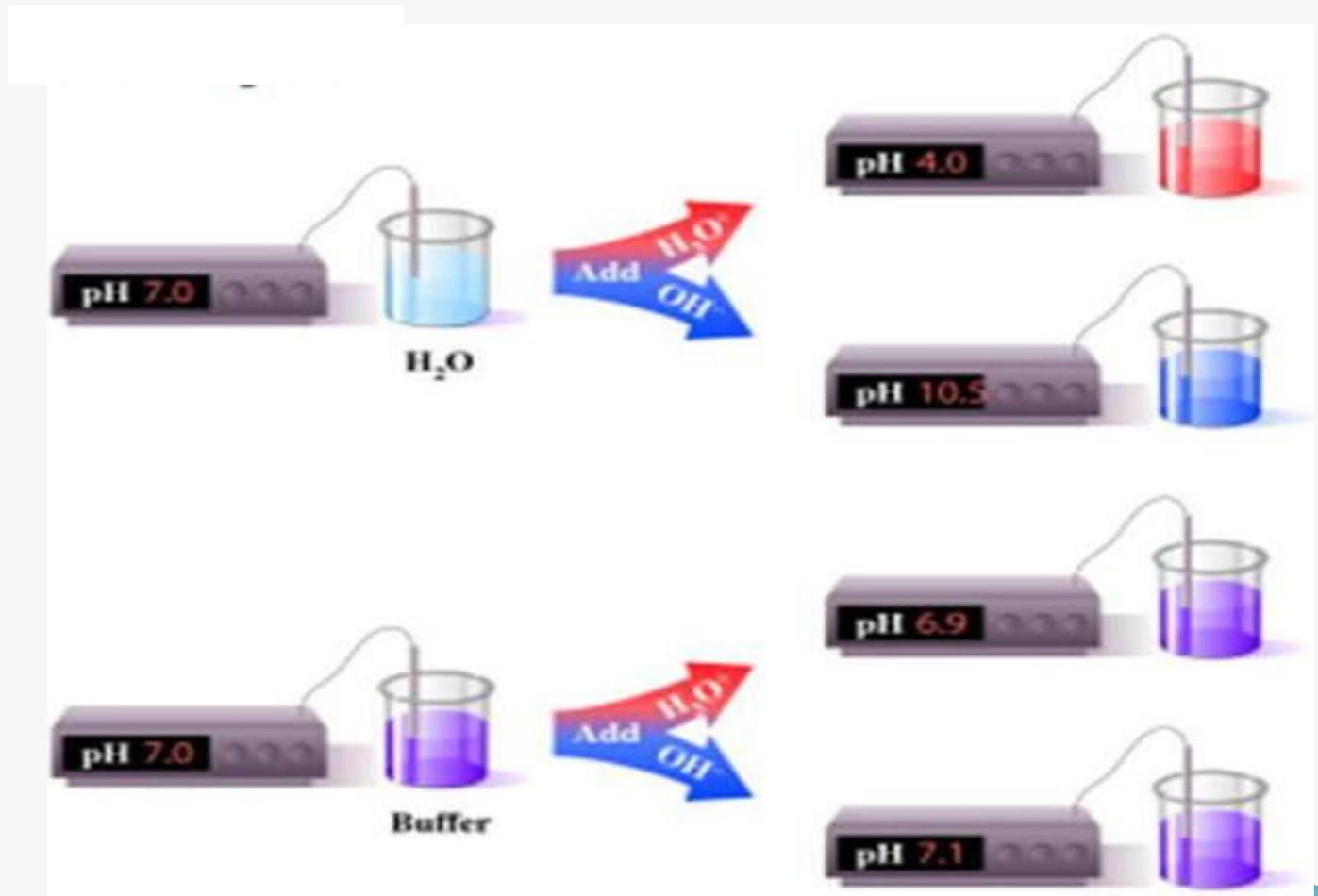
Une Solution tampon

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

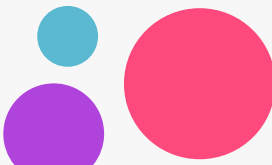


Solution Tampons; Indicateurs colorés

Indicateurs colorés

Définition

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

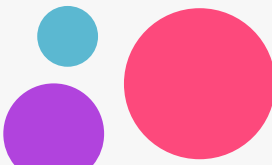


Solution Tampons; Indicateurs colorés

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>Phénolphthaléine</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 .

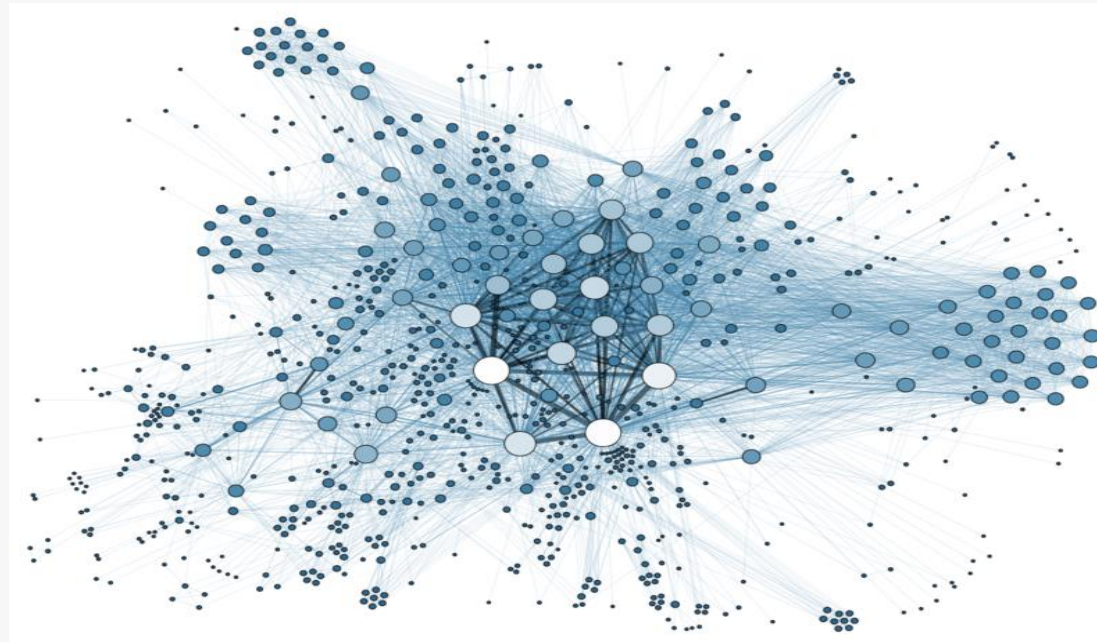
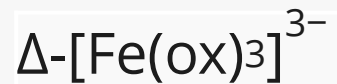
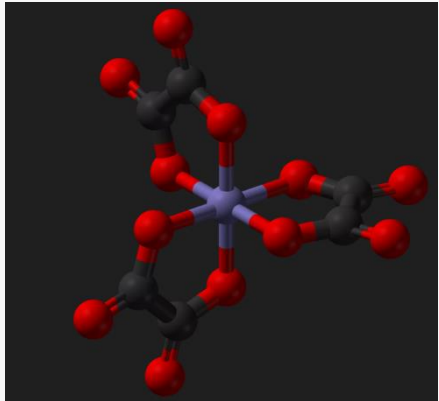


Solution Tampons; Indicateurs colorés

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!***

