

Formulaire indispensable

Ces différentes formules sont à connaître **par cœur (unités incluses !)** et à savoir manipuler. Une formule s'apprend avec ses unités.

1 Physique

- Période et fréquence :

$$f \text{ ou } \nu = \frac{1}{T} ; T = \frac{1}{f}$$

Avec f ou ν la fréquence en Hz, T la période en s.

- Fréquence et énergie :

$$E = h \cdot \nu$$

Avec ν la fréquence en Hz, E l'énergie en J et $h = 6,626 \times 10^{-34}$ J.s la constante de Planck (pas à connaître)

- Longueur d'onde, période et fréquence :

$$c = \frac{\lambda}{T} ; c = \lambda \cdot \nu ; \lambda = \frac{c}{\nu}$$

Avec ν la fréquence en Hz, T la période en s, λ la longueur d'onde en m et $c = 3,0 \times 10^8$ m.s⁻¹ la célérité de la lumière dans le vide.

- Vitesse moyenne :

$$v = \frac{d}{\Delta t}$$

Avec v la vitesse moyenne en m.s⁻¹, d la distance parcourue en m, et Δt la durée du parcours en s.

- Puissance et énergie :

$$\mathcal{P} = \frac{E}{\Delta t}$$

Avec \mathcal{P} en W, E en J et Δt en s. Donc J \Leftrightarrow W.s

- Puissance électrique :

$$\mathcal{P} = u \times i$$

Avec \mathcal{P} en W, u tension aux bornes du dipôle étudié en V et i intensité le traversant en A.

- Loi d'Ohm pour un dipôle ohmique :

$$u = R \times i$$

Avec u en V et i en A et R en Ω

- Poids :

$$P = mg$$

Avec P le poids en N, m la masse du système en kg et $g = 9,81$ m.s⁻² l'accélération de pesanteur.

- Force pressante :

$$F = P \times S$$

Avec F la force pressante en N, P la pression en Pa et S la surface en m².

- Equation d'état des gaz parfaits :

$$PV = nRT$$

Avec P la pression en Pa, V le volume en m^3 , n la quantité de matière en mol, T la température en K et $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ la constante des gaz parfaits.

2 Chimie

- Masse volumique :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Avec ρ la masse volumique en g/L, m la masse g , V le volume en L.

- Densité :

Pour un liquide	Pour un gaz
$d = \frac{\rho}{\rho_{eau}}$	$d = \frac{\rho}{\rho_{air}}$

Avec d sans unité, $\rho_{eau} = 1000 \text{ g/L}$ et $\rho_{air} = 1,3 \text{ g/L}$

- Quantité de matière :

$$N = n \times N_A$$

Avec N le nombre d'entités chimiques (sans unité), n la quantité de matière en mol, $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ la constante d'Avogadro (pas à connaître).

- Quantité de matière et masse :

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

Avec n la quantité de matière en mol, m la masse en g , M la masse molaire en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Concentrations :

Massique	Molaire
$c = \frac{m}{V}$	$C_m = \frac{n}{V}$

Avec c en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, m la masse de **soluté** en g et V le volume de **solution** en L.

Avec C_m en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, n la quantité de matière de **soluté** en mol et V le volume de **solution** en L.

Lien entre les deux :

$$C_m = \frac{c}{M}$$

- Volume molaire :

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

Avec V_m en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$, V le volume occupé en L et n la quantité de matière en mol.

- Loi de Beer-Lambert :

$$A = l \times \epsilon_\lambda \times C_m$$

Avec A absorbance de la solution sans unité, l largeur de la cuve en cm, ϵ_λ coefficient d'absorption molaire de l'espèce colorée en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$ et C_m la concentration molaire en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- Loi de Kohlrausch :

$$\sigma = \sum_i \lambda_i^0 C_i$$

Avec σ la conductivité de la solution en $S \cdot m^{-1}$, λ_i^0 la conductivité molaire ionique de l'ion i en $S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$ et C_i la concentration molaire de l'ion i en $mol \cdot m^{-3}$.

3 Conversions

Sous multiples	Symbole	Puissance de 10
nano	n	10^{-9}
micro	μ	10^{-6}
milli	m	10^{-3}
centi	c	10^{-2}
déci	d	10^{-1}
Multiples		
déca	da	10^1
hecto	h	10^2
Kilo	k	10^3
Méga	M	10^6
Giga	G	10^9

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

4 Géométrie

- Périmètre d'un cercle de rayon r : $l = 2\pi r$
- Surface d'un cercle de rayon r : $S = \pi r^2$
- Surface d'une sphère de rayon r : $S = 4\pi r^2$
- Volume d'une sphère de rayon r : $V = \frac{4}{3}\pi r^3$

gde

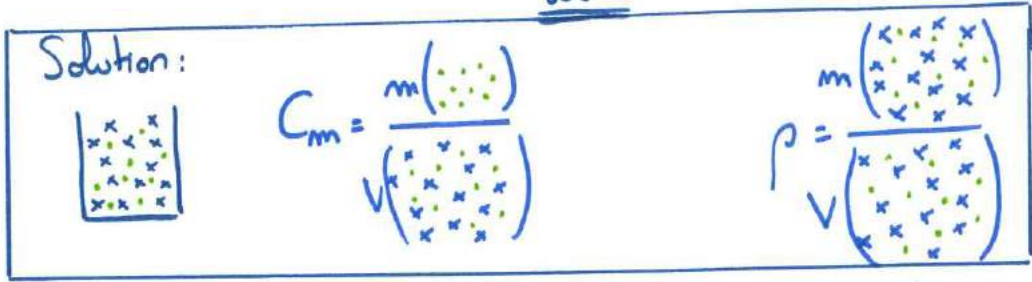
- Grandeurs physiques :
- masse m en g
 - Volume V en L
 - Concentration massique C_m en $g \cdot L^{-1}$

⚠ à ne pas confondre avec la masse volumique ρ

$$C_m = \frac{m(g)}{V(L)} \neq \rho = \frac{m}{V}$$

masse de soluté

← masse de solution



Définition : mélange homogène formé par un solvant (liquide en grande quantité) et un soluté (solide, liquide ou gaz dissout)

SOLUTION = SOLVANT + SOLUTÉ

Aqueuse : le solvant est l'eau.

Concentration maximale (ou solubilité) : concentration à partir de laquelle un soluté ne peut plus se dissoudre davantage. On parle de solution saturée.

par dissolution — def : dispersion d'un soluté dans un solvant

- Protocole :
- peser le soluté
 - l'introduire dans une **fiole jaugée**
 - rincer la coupelle avec de l'eau distillée et récupérer l'eau dans la fiole
 - remplir la fiole aux 2/3
 - agiter pour dissoudre le soluté
 - remplir avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

par dilution — def : ajout de solvant pour diminuer la concentration.

- Protocole :
- prélever un volume de solution mère avec une **pipette jaugée**
 - l'introduire dans une **fiole jaugée**
 - compléter au 2/3 avec de l'eau distillée
 - agiter pour homogénéiser
 - remplir avec de l'eau jusqu'au trait de jauge

Facteur de dilution : $F = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{mère}}}$

← Volume à préparer

← volume à prélever

SOLUTIONS AQUEUSES

Préparation

Détermination d'une concentration :

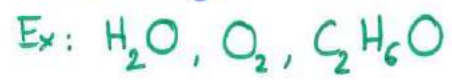
- utilisation d'une échelle de teintes (voir TP7)
- utilisation d'une courbe d'étalonnage (voir TP6-7)

COMPTER LES ENTITES MICROSCOPIQUES

- Grandeurs physiques :
- masse m en kg
 - nombre d'entité N sans unité
 - quantité de matière n en mole (mol)
 - constante d'Avogadro $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
 ↳ nombre d'entités dans une mole.

Masse d'une molécule : la masse d'une molécule est égale à la masse des atomes qui la composent.

Formule brute : donne la composition d'une molécule (type d'atomes et nombre)



$$m_{\text{molécule}} = \sum_{\substack{\uparrow \\ \text{somme}}} m_{\text{atomes}}$$

Ex: $m_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \times m_{\text{H}} + m_{\text{O}}$

$m_{\text{O}_2} = 2 \times m_{\text{O}}$

$m_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 2m_{\text{C}} + 6 \times m_{\text{H}} + m_{\text{O}}$

Nombre d'entités dans un échantillon :
$$N = \frac{m_{\text{échantillon}}}{m_{\text{entité}}}$$

Quantité de matière, n , en mole

1 mole = 1 paquet de $6,02 \times 10^{23}$ entités

$$N = n \times N_A$$

(/) (mol) (mol⁻¹)

Compléments de 1^{re} Spé :

• Masse molaire = masse d'une mole, notée M en g/mol
 $M(\text{molécule}) = \sum M(\text{atomes})$ dans la classification
 Ex: $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6M(\text{C}) + 12M(\text{H}) + 6M(\text{O})$

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})}$$

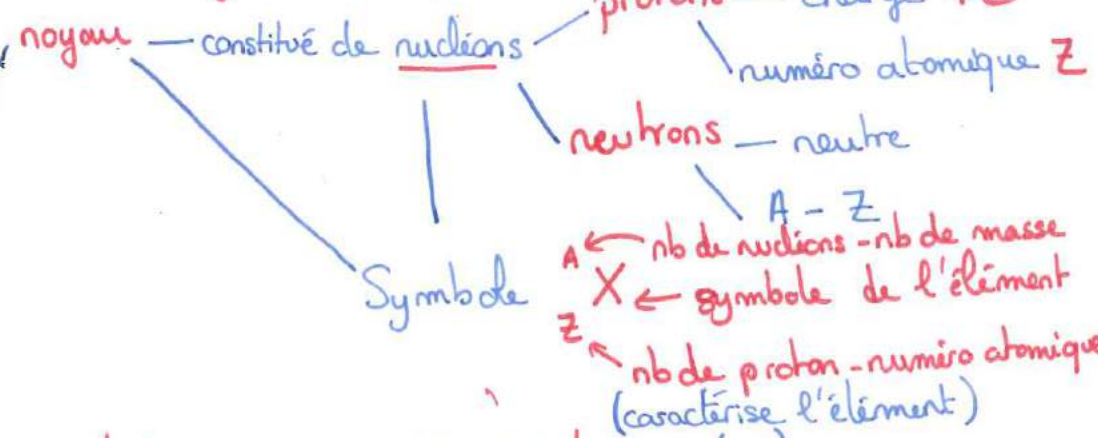
• Concentration molaire : $C_m = \frac{n(\text{mol})}{V(\text{L})} = \frac{c(\text{g/L})}{M(\text{g/mol})}$

• Volume molaire $V_m = \frac{V(\text{L})}{n(\text{mol})}$

Rq: $e =$ charge élémentaire
 $e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$

ATOME

entité chimique microscopique constituée d'un **noyau** et d'un **nuage électronique**



Nuage électronique — constitué d'**électrons** (e^-) — charge $-e$
 même nb que les protons
 répartition sur des **couches électroniques**

⇒ Structure électronique: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

↑ couches ↑ sous-couches ↑ nb d' e^- max par sous-couche

couche de valence: dernière couche occupée, contient les e^- de valence

Ex: $1s^2 2s^1 \rightarrow 1 e^-$ de valence
 $1s^2 2p^2 2p^3 \rightarrow 5 e^-$ de valence

Propriétés

- Neutre** car il contient autant d' e^- que de protons
- Masse égale à celle de son **noyau**
 $\Rightarrow m_{\text{atome}} \approx m_{\text{noyau}} = A \times m_{\text{nucléons}}$

Exploitation du tableau périodique
 Diamètre = 10^{-10} m alors que $d_{\text{noyau}} = 10^{-15} \text{ m}$

Colonne → 1 2

Périodes {

1	H
2	Li Be
3	Na Mg

10 colonnes

13	14	15	16	17	18
B	C	N	O	F	Ne
Al	Si	P	S	Cl	Ar

□ Bloc s
 □ Bloc p

1 colonne = 1 famille
 ⇒ mêmes propriétés
 ⇒ même nb d' e^- de valence

→ Le numéro atomique Z est toujours indiqué dans le tableau périodique

→ Liens avec la structure électronique: $1s^2 2s^2 2p^3$

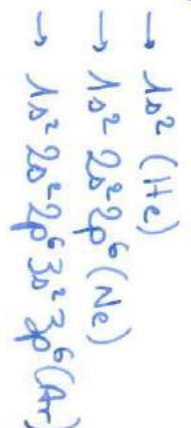
- ⇒ le numéro de la couche indique la période → 2^e période
- ⇒ le nb d' e^- de valence indique la colonne → 5 e^- de valence donc 3^e colonne du bloc p c'est à dire 15^e colonne
- ⇒ pour la dernière colonne, la couche de valence est saturée, il s'agit des **gaz nobles** ⇒ il s'agit de l'azote

Entités chimiques = atomes, molécules ou ions

→ un ensemble d'entités identique forme une espèce chimique
 → La matière est électriquement neutre (électroneutralité)

Gaz nobles — famille d'éléments stables sous forme atomique

placés dans la dernière colonne (18^e) du tableau périodique
 ne forment pas d'ions ou de molécules
 ont leur **couche de valence saturée** (pleine)



Ions monovalents

entité chimique stable formée à partir d'un **atome**
 ayant perdu ou gagné un ou plusieurs e⁻ pour
 avoir la **structure électronique d'un gaz noble**
cation : atome ayant perdu des e⁻, chargé ⊕, formule Xⁿ⁺
anion : atome ayant gagné des e⁻, chargé ⊖, formule Xⁿ⁻
 possède la **même noyau** que l'atome de départ
 identifiabiles grâce à des tests caractéristiques (Bs à connaître !)

ENTITÉS MICROSCOPIQUES STABLES

- Ion hydrogène : H⁺
- Ion sodium : Na⁺
- Ion potassium : K⁺
- Ion calcium : Ca²⁺
- Ion magnésium : Mg²⁺
- Ion chlorure : Cl⁻
- Ion fluorure : F⁻

Ion à caractériser (couleur de la solution)	Réactif à utiliser pour le test	Observation	Nom et formule du composé formé
Ion chlorure Cl ⁻ (incoloré)	Nitrate d'argent Ag ⁺ + NO ₃ ⁻	Précipité blanc qui noircit à la lumière	Chlorure d'argent AgCl
Ion potassium K ⁺ (incoloré)	Picrate de sodium / Oxalate d'ammonium C ₂ O ₄ ²⁻ + 2NH ₄ ⁺	Aiguilles jaunes	/
Ion calcium Ca ²⁺ (incoloré)	Hydroxyde de sodium Na ⁺ + OH ⁻	Précipité blanc	Oxalate de calcium CaC ₂ O ₄
Ion cuivre II Cu ²⁺ (bleu)	Thiocyanate de potassium K ⁺ + SCN ⁻	Précipité bleu	Hydroxyde de cuivre (II) Cu(OH) ₂
Ion fer III Fe ³⁺ (rouille)	Hydroxyde de sodium Na ⁺ + OH ⁻	Complexe rouge	Thiocyanate de fer (III) [Fe(SCN)] ²⁺
Ion fer II Fe ²⁺ (vert pâle)	Hydroxyde de sodium Na ⁺ + OH ⁻	Précipité orange	Hydroxyde de fer (III) Fe(OH) ₃
Ion aluminium Al ³⁺ (incoloré)	Hydroxyde de sodium Na ⁺ + OH ⁻	Précipité vert	Hydroxyde de fer (II) Fe(OH) ₂
		Précipité blanc	Hydroxyde d'aluminium Al(OH) ₃

Remarque utile : les atomes d'une même famille (colonne) forment des ions de même charge car ils ont le même nb d'e⁻ de valence

Ex : les atomes Be, Mg, Ca, Sr, Ba et Ra forment les ions Be²⁺, Mg²⁺, Ca²⁺, Sr²⁺, Ba²⁺ et Ra²⁺

Molécules — entité chimique stable, neutre, formée d'au moins 2 atomes liés entre eux par une **liaison chimique** (ou liaison de valence)

Schéma de Lewis

- fait apparaître tous les électrons de valence des atomes de la molécule sous forme de doublets liants et non liants



df = mise en commun d'électrons de valence par 2 atomes
 Nombre de liaisons par atome = nb de électrons à acquérir par l'atome pour avoir la structure électronique d'un gaz noble

- H → 1 liaison
- C → 4 liaisons
- N → 3 liaisons
- O → 2 liaisons

liaison simple = 1 doublet liant —
 double = 2 doublets liants ==
 triple = 3 doublets liants ===

énergie de liaison : énergie à fournir pour rompre cette liaison

E_{simple} < E_{double} < E_{triple}.

Système chimique : ensemble des espèces chimiques étudiées

Définition : passage d'un système chimique d'un état initial à un état final avec modification de la quantité des espèces.

Modélisation par une **réaction chimique**

Réactif → espèce consommée
→ sa quantité →
→ limitant si totalement consommé en premier

Produit → espèce formée
→ sa quantité →

Écriture symbolique : équation de réaction

- ↳ traduit un bilan de matière
- ↳ réactifs à gauche, produits à droite
- ↳ flèche pour indiquer le sens de réaction
- ↳ ajustée à l'aide de **nombre stoechiométrique** pour respecter :

⇒ la conservation des éléments

⇒ la conservation des charges

↳ **stoechiométrie** = relation de proportionnalité entre les espèces

Transformations chimiques

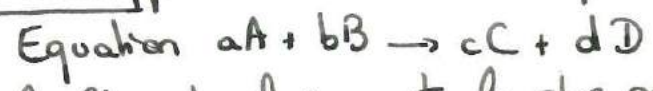
Espèces spectatrices : présentes dans le système, mais ni produites, ni consommées.

Aspect énergétique

endothermique si le système absorbe de l'énergie ($T \downarrow$)

exothermique si le système libère de l'énergie ($T \uparrow$)

MÉTHODE pour trouver le réactif limitant (RL)



⇒ le RL est celui ayant le plus petit rapport "quantité de matière" / "nb stoechio"

↳ on calcule $\frac{n_0(A)}{a}$ et $\frac{n_0(B)}{b}$

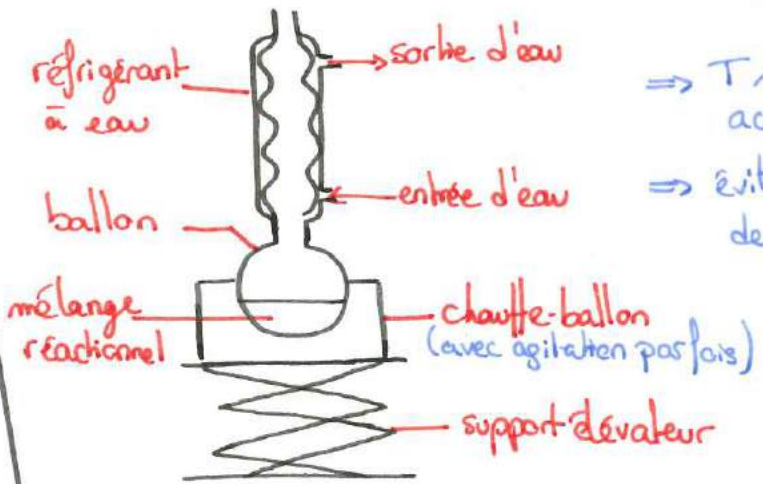
↳ si $\frac{n_0(A)}{a} < \frac{n_0(B)}{b}$, alors A est le RL

Définition: fabrication d'espèces chimiques, existant ou non dans la nature, en réalisant une suite de transformations chimiques

Synthèse

Etapes

- (1) Préparation du mélange réactionnel
 - réactifs
 - solvant si besoin
 - catalyseur si besoin (↑ vitesse)
- (2) Transformation chimique
 - conditions expérimentales précises (T°, P, temps)
 - utilisation d'un montage à reflux



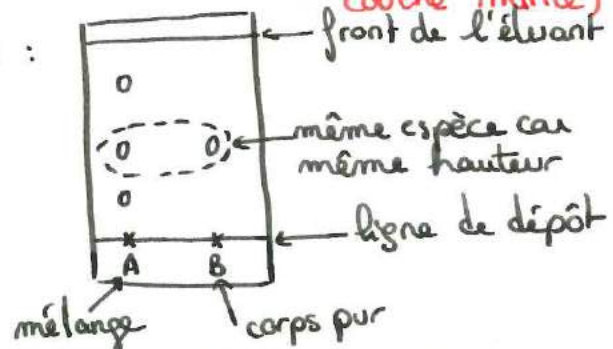
⇒ T ↑ donc accélère la réaction
 ⇒ évite les pertes de matière

(3) identification des espèces chimiques

↳ comparaison des caractéristiques physiques avec celles de l'espèce naturelle ou commerciale (T_{fus}, n, spectro...)

↳ réalisation d'une CCM (chromatographie sur couche mince)

Rappel :



↳ purification nécessaire

Espèce chimique

- naturelle : existe dans la nature
- synthétique : fabriquée, mais identique à une molécule naturelle
- artificielle : fabriquée, n'existant pas dans la nature

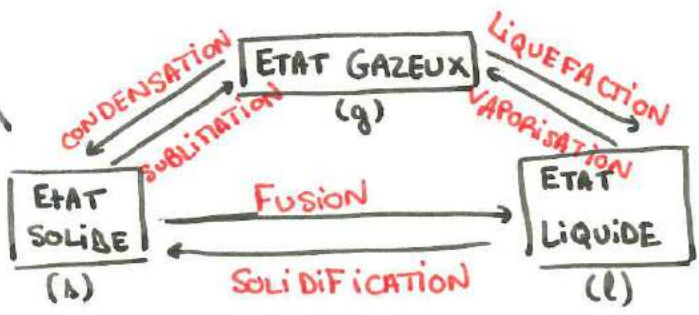
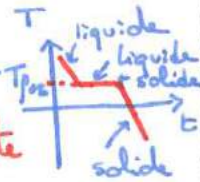
Rendement:

$$r = \frac{m_{exp}}{m_{th}}$$

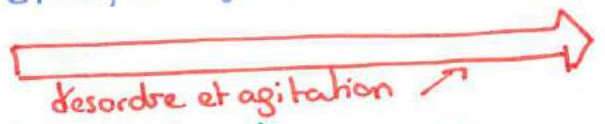
Définition: lors d'une transformation physique, les espèces chimiques sont identiques à l'état final et à l'état initial, mais l'arrangement spatial est modifié et ainsi, les propriétés de la matière changent.

Changement d'état

pour un corps pur, le changement d'état se fait à température constante



Modélisation: modification de l'arrangement des entités, leur agitation est modifiée



Ecriture symbolique: $A_{(état1)} \rightarrow A_{(état2)}$
 Ex: Fusion de l'eau $H_2O_{(s)} \rightarrow H_2O_{(l)}$

Energie échangée: $Q = m \times L$

avec Q en Joule (J)

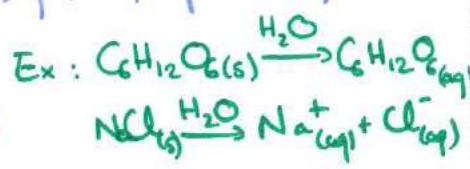
m = masse changeant d'état en kg

L = énergie massique de changement d'état en J/kg (chaleur latente de changement d'état)

↳ Si: $Q < 0 \rightarrow$ exothermique (agitation \rightarrow libération d'énergie \rightarrow liquéfaction, solidification, condensation)

↳ Si: $Q > 0 \rightarrow$ endothermique (agitation \rightarrow absorption d'énergie \rightarrow fusion, vaporisation, sublimation)

⚠ Dissolution \neq fusion



Transformations physiques

Rq:
 $L_{vap} = -L_{liq} > 0$
 $L_{fos} = -L_{sol} > 0$
 $L_{sub} = -L_{cond} > 0$

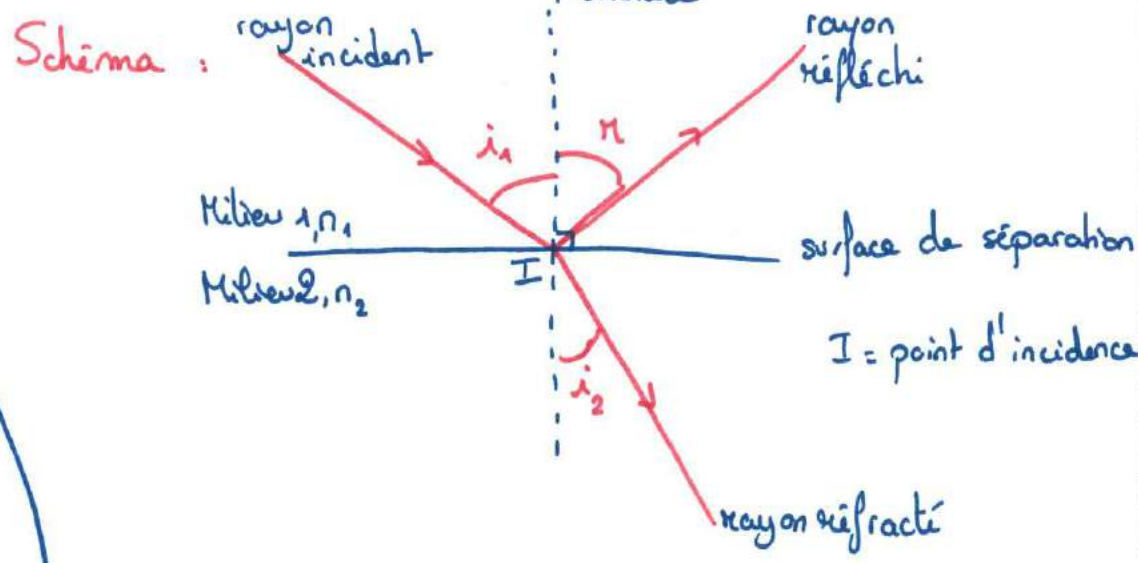
- Grandeurs physiques :
- célérité de la lumière dans le vide (vitesse) $c = 3 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ Tableau vitesses
 - indice de réfraction n , sans unité, caractérise $n \geq 1$ le milieu Tableau valeurs $n_{\text{air}} = 1,00$
 - angles $\left. \begin{array}{l} \text{d'incidence } i_1 \\ \text{de réfraction } i_2 \\ \text{de réflexion } r \end{array} \right\} \text{ en degré } ^\circ$

Raynel : la lumière se propage en ligne droite. On parle de propagation rectiligne

Réflexion : la lumière est renvoyée par une surface de séparation et reste dans le même milieu

Réfraction : changement de direction d'un rayon lumineux lorsqu'il passe d'un milieu transparent à un autre.

REFLEXION
ET
REFRACTION



Lois de Snell. Descartes :

- * 1^{re} loi : le rayon incident, le rayon réfléchi et le rayon réfracté sont dans un même plan, appelé plan d'incidence.
- * pour la réflexion : $i_1 = r$
- * pour la réfraction : $\sin(i_1) \times n_1 = n_2 \times \sin(i_2)$

Remarque : lorsqu'il y a réfraction, il y a **TOUTOURS** réflexion aussi. Mais il peut y avoir réflexions sans réfraction. On parle alors de **REFLEXION TOTALE**

2de

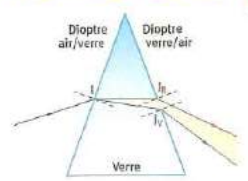
SPECTRES

Grandeurs physiques : - célérité de la lumière $c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$
 - longueur d'onde λ en mètres : permet d'identifier une radiation

Def : obtenus après décomposition d'une lumière à l'aide d'un système dispersif : il y a séparation des différentes radiations.

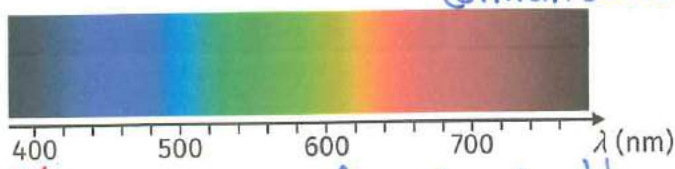
↳ système dont l'indice de réfraction dépend de la longueur d'onde λ de la radiation qui le traverse

↳ Exemple : Prisme ou réseau



Cas de la lumière blanche

— spectre continu
 — s'étend du violet ($\lambda = 400 \text{ nm}$) au rouge ($\lambda = 800 \text{ nm}$)
 — contient une infinité de couleurs.
 => polychromatique (plusieurs couleurs)



Spectres d'émission

— analyse directe d'une lumière émise

continu — dépend de la température : s'étend vers le violet quand la température augmente (rayonnement du corps chaud)
 Ex : lumière blanche, lampes, étoiles ...

de raies

— discontinu : raies colorées sur fond noir
 — chaque raie est associée à une radiation monochromatique
 — les longueurs d'ondes sont caractéristiques d'une espèce chimique

Ex : spectre du mercure, du sodium (voir TP), du laser (monochromatique, une seule raie)

Spectre de l'hydrogène :



Grandeurs physiques	Symboles	Unités	Appareils de mesure
Tension électrique	U	Volt (V)	Voltmètre branché en dérivation
Intensité du courant	I	Ampère (A)	Ampèremètre branché en série
Résistance	R	Ohm (Ω)	Ohmmètre

CIRCUITS ELECTRIQUES (collège)

2 types de circuits

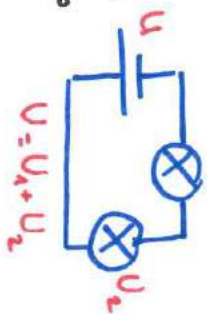
série : les dipôles sont branchés les uns à la suite des autres, ne formant qu'une seule boucle

dérivation : comporte plusieurs boucles

Lois dans un circuit **série**

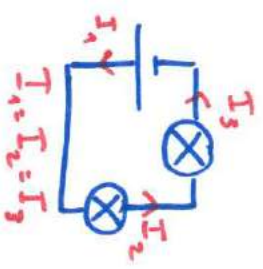
Loi d'additivité des tensions

Dans un circuit en **série**, la somme des tensions aux bornes du dipôle est égale à la tension aux bornes du générateur



Loi d'unicité de l'intensité

Dans un circuit en **série**, l'intensité est la même en tout point du circuit



Loi d'Ohm :

La tension aux bornes d'un dipôle ohmique

de résistance R est proportionnelle à l'intensité

traversant ce dipôle :

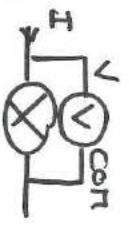
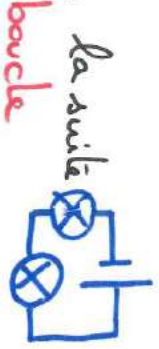
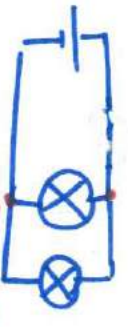
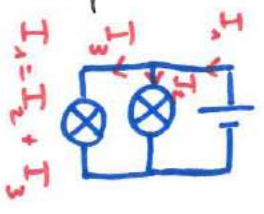
$$U = R \times I$$

(V) (Ω) (A)

dans un circuit en **dérivation**

Loi d'additivité de l'intensité

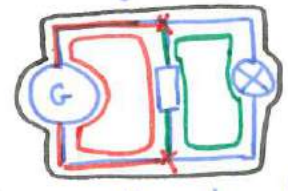
Dans un circuit avec dérivation, la somme des intensités entrant dans un nœud est égale à la somme des intensités sortant de ce nœud



Circuit électrique

définition: association de dipôle dont l'un au moins est un générateur

vocabulaire

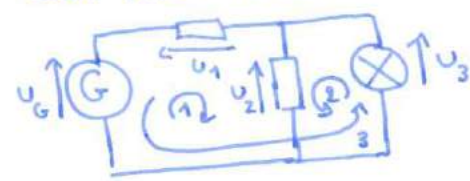


- x nœud
- branche principale
- } branches dérivées

maille = boucle fermée

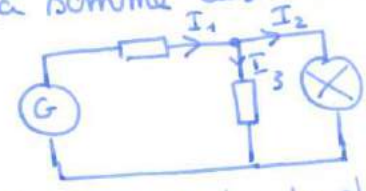
→ si une dérivation → 3 mailles

Loi des mailles: la somme des tensions aux bornes des dipôles dans une maille orientée est nulle



$$\begin{aligned} (1) \quad & U_G - U_1 - U_2 = 0 \\ (2) \quad & U_3 - U_2 = 0 \\ (3) \quad & -U_G + U_3 + U_1 = 0 \end{aligned}$$

Loi des nœuds: la somme des intensités entrant dans un nœud est égale à la somme des intensités sortant de ce nœud



$$I_1 = I_2 + I_3$$

Signaux électriques

Unicité de l'intensité: l'intensité traversant des dipôles en série est la même

Unicité de la tension: la tension aux bornes de 2 dipôles en dérivation est identique

Dipôle

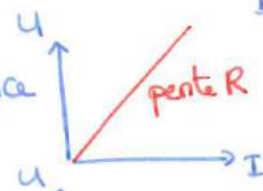
définition: composant électrique comportant 2 bornes

actif: fournit de l'électricité au circuit

passif: consomme de l'électricité.

Caractéristique: graphe $U = f(I)$ avec U aux bornes du dipôle et I traversant le dipôle

Cas d'une résistance



Loi d'Ohm:
 $U = R \cdot I$
(V) (Ω) (A)

Cas d'un générateur de tension continue

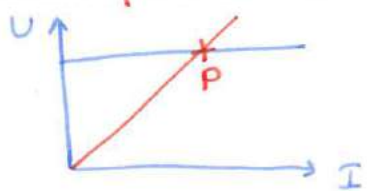


Capteur électrique:

Ex: thermistance, photorésistance

Tracé d'une courbe d'échelonnement reliant grandeur d'entrée et grandeur de sortie.

Point de fonctionnement P: point d'intersection des caractéristiques du générateur et du récepteur



Définition: caractérisé par une trajectoire et une vitesse

ensemble des positions successives d'un point

ce qu'il FAUT définir — système étudié

référentiel = objet de référence, auquel on associe un repère spatial $\begin{matrix} z \\ y \end{matrix}$ et un repère temporel (origine $t = 0$)

=> le mouvement est relatif, il dépend du référentiel

différents types de mouvements

rectiligne + + + + +

curviligne + + + + +

circulaire + + + + +

parabolique + + + + +

uniforme = vitesse constante

+ accéléré = vitesse ↗

ralenti = vitesse ↘

Mouvement

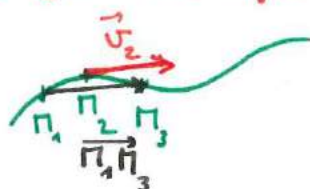
vecteur vitesse

instantanée: $\vec{v} = \frac{\vec{MM'}}{\Delta t}$



avec MM' très proches → tangent à la trajectoire

moyenne: $\vec{v}_i = \frac{\vec{\Pi_{i-1}\Pi_{i+1}}}{\Delta t}$



caractéristiques

↳ direction = celle du vecteur déplacement (MM' ou $\vec{\Pi_{i-1}\Pi_{i+1}}$)

↳ sens = celui du vecteur déplacement

↳ norme = $\frac{\text{distance}}{\Delta t} \quad v = \frac{d}{\Delta t}$ (m/s) / (s)

↳ point d'application = point de la trajectoire considéré.

Modèle du point matériel : le système est modélisé par un point géométrique

M associé à une masse m (kg)

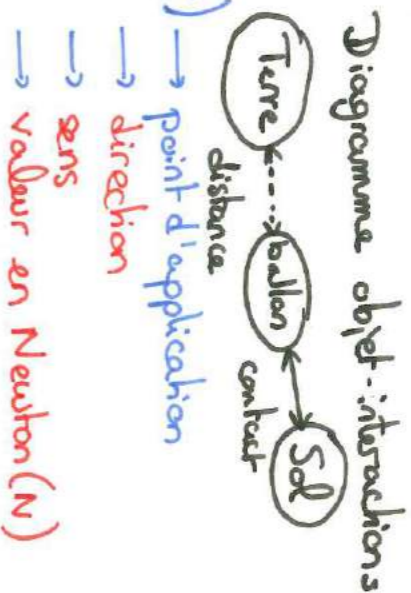
En général : M = centre de gravité du système

Actions mécaniques :

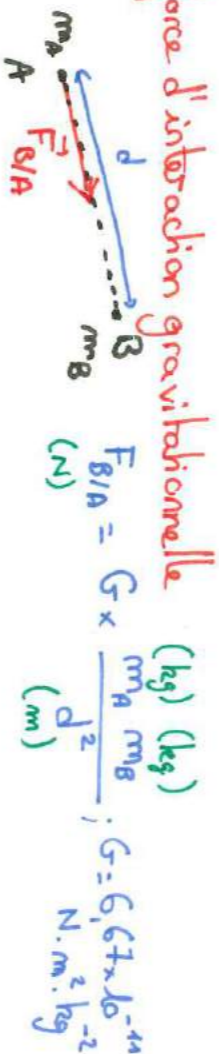
— définition : action permettant de déformer, mettre en mouvement ou modifier le mouvement d'un objet.

2 types — action de contact
— action à distance

modélisées par des forces (vecteurs)



Exemples — force d'interaction gravitationnelle



poids : force d'attraction exercée par la Terre

direction : verticale du lieu
sens : vers le bas

norme = $P = m \cdot g$; $g = 9,81 \text{ m} \cdot \text{s}^{-2}$

réaction du support = force exercée par un support



tension d'un fil = force exercée par un fil



force d'interaction électrostatique (réspe)



si q_A et q_B de même signe
si q_A et q_B de signes opposés

Loi de Coulomb :

$$F_{B/A} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{q_A q_B}{d^2} \text{ (Cm)}$$

permissivité électrique du vide

Principe des actions réciproques : si A exerce une force $\vec{F}_{A/B}$ sur B,

alors B exerce réciproquement une force $\vec{F}_{B/A}$ sur A telle que $\vec{F}_{B/A} = -\vec{F}_{A/B}$

Principe d'inertie : il existe des référentiels dits galiléens dans lesquels tout point matériel

a un mouvement rectiligne uniforme si et seulement si la

somme des forces qui s'exercent sur lui est nulle.

Actions et Forces

Réactifs au cours d'une réaction, la quantité de matière :

- des réactifs →
- des produits →

Réactif limitant (RL) = entièrement consommé lors d'une transformation totale (en défaut) les autres réactifs sont dits en excès

Avancement — Définition = quantité de produit qui se formerait avec un coefficient stoechiométrique de 1 (ou de réactif qui disparaîtrait avec un coeff 1)
Noté x (Note en CPGE) en mol

maximal = x_{max} , valeur prise par l'avancement lorsque le RL est entièrement consommé

final = x_f , valeur prise lorsque la transformation est finie, $x_f = x_{max}$ si totale
 $x_f < x_{max}$ si non totale.

Evolution d'un système chimique

Tableau d'avancement :

Equation de réaction	$aA + bB \rightarrow cC + dD$			
état initial	n_A	n_B	n_C	n_D
en cours	$n_A - ax$	$n_B - bx$	$n_C + cx$	$n_D + dx$
état final	$n_A - ax_f$	$n_B - bx_f$	$n_C + cx_f$	$n_D + dx_f$

⚠ cette ligne NE DÉPEND PAS des coeff stoechio
souvent = 0

Ex : on introduit $n_1 = 1,5$ mol de $Cu^{2+}(aq)$ et $n_2 = 4,0$ mol de $HO^{-}(aq)$

	$Cu^{2+}(aq) + 2HO^{-}(aq) \rightarrow Cu(OH)_2(s)$		
Ei	n_1	n_2	0
en cours	$n_1 - x$	$n_2 - 2x$	x
EF	$n_1 - x_f$	$n_2 - 2x_f$	x_f

Réaction totale — Recherche du RL : on calcule x_{max} obtenue avec chacun des réactifs ; le RL correspond à la plus petite valeur de x_{max}

→ $n_A - ax_{max} = 0$ ou $n_B - bx_{max} = 0$

⇒ $x_{max} = \frac{n_A}{a}$ ou $x_{max} = \frac{n_B}{b}$

Ex : $n_1 - x_{max} = 0$ ou $n_2 - 2x_{max} = 0$

⇒ $x_{max} = n_1 = 1,5$ mol ou $x_{max} = \frac{n_2}{2} = 2$ mol

Cas particulier : mélange stoechiométrique

$\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b}$ donc les quantités des 2 réactifs sont nulles à l'état final !

Définitions

- Oxydant = espèce chimique capable de capter un ou plusieurs e^- ; peut être réduit
- Réducteur = espèce chimique capable de céder un ou plusieurs e^- ; peut être oxydé
- Oxydation = perte d' e^- ; formation d'un oxydant
- Réduction = gain d' e^- ; formation d'un réducteur
- Couple oxydant/réducteur Ox/Red conjugués

Demi-équation électronique : relie Ox et Red conjugués

Forme générale : $Ox + ne^- = Red$

Méthode d'écriture

- (1) écrire $Ox + e^- = Red$
- (2) ajuster la stoechiométrie des éléments autre que H et O
- (3) assurer la conservation de O avec H_2O
- (4) assurer la conservation de H avec H^+
- (5) assurer la conservation de la charge avec le nb d' e^- .

Oxydants
et
Réducteurs

Réaction d'oxydo-réduction

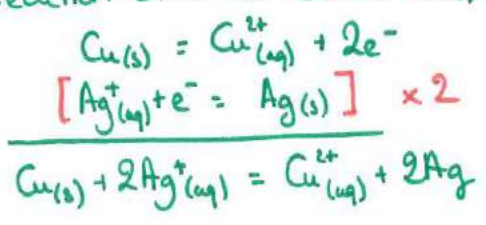
Définition : l'oxydant d'un couple réagit avec le réducteur d'un autre couple

Méthode d'écriture

- (1) Identification des réactifs
- (2) écrire des 2 demi-équations avec réactifs à gauche
- (3) multiplier les demi-équations si besoin pour qu'il y ait autant d' e^- échangés.
- (4) Additionner les demi-éq et simplifier si besoin.

⚠ Les e^- ne doivent pas apparaître dans l'équation finale

Ex: réaction entre le cuivre $Cu(s)$ et les ions argent $Ag^+(aq)$



Définition: a pour objectif de déterminer la concentration d'une solution

Dosages

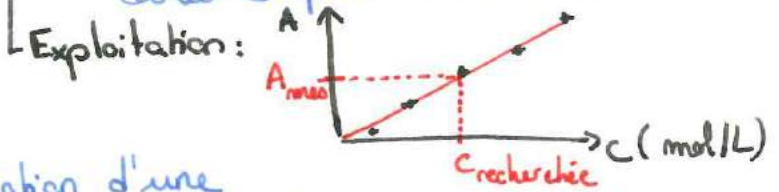
Dosage par étalonnage — Principe: détermination de la concentration par comparaison d'une grandeur physique à une gamme d'étalonnage

Colorimétrie — utilisation d'une **échelle de teintes**
→ on compare la couleur de la solution à celle de solutions de concentrations connues
⇒ obtention d'un encadrement de la concentration

absorbance: capacité d'une solution à absorber la lumière à une longueur d'onde donnée (mesure par **spectrophotomètre**)

Loi de Beer-Lambert
 $A = \epsilon \times l \times c$
(/): $(L \cdot mol^{-1} \cdot cm^{-1}) (cm) (mol/L)$
 ϵ = coeff d'absorption molaire
 l = largeur cuve
 A = absorbance

Couleur d'une solution: couleur observée = couleur complémentaire de celle absorbée



Titrage — **Définition:** détermination d'une concentration à l'aide d'une **transformation chimique**

Réactif titré: réactif dont on veut déterminer la concentration

Réactif titrant: réactif dont on connaît par faitement la concentration

Réaction support: doit être **TOTALE ET RAPIDE**
Ex: $I_{2(aq)} + 2S_2O_3^{2-(aq)} \rightarrow 2I_{(aq)}^- + S_4O_6^{2-(aq)}$

Equivalence — **définition:** à l'équivalence, les réactifs ont été apportés dans les proportions stoechiométrique

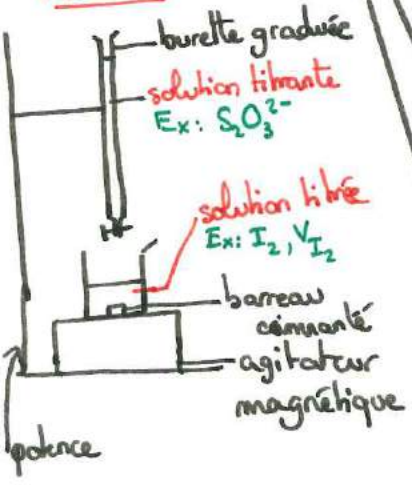
volume équivalent: V_{eq} = volume de solution titrante versé à l'équivalence

relation à l'équivalence: $\frac{n_{titrant}}{\alpha} = \frac{n_{titré}}{\beta}$ avec α et β les coeff stoechiométriques respectifs

Ex: $n(I_2) = \frac{n(S_2O_3^{2-})}{2}$
 $\Leftrightarrow c(I_2) \times V_{I_2} = \frac{c(S_2O_3^{2-}) \times V_{eq}}{2} \Leftrightarrow c(I_2) = \frac{c(S_2O_3^{2-}) \times V_{eq}}{2V_{I_2}}$

repérage: changement de couleur

MONTAGE:



Structure des espèces polyatomiques

Espèces polyatomiques

Molécules: les atomes s'associent pour former des molécules dans lesquelles chaque atome a la configuration électronique du gaz noble le plus proche

Ions polyatomiques: consisté d'atomes et possède une charge, justifiée par la recherche de la plus grande stabilité possible (configuration élec d'un gaz noble pour chaque atome)

Géométrie — Règles

- les gaz diatomiques ont toujours **linéaires** — Ex: $O_2: \overset{\ominus}{O}=\overset{\ominus}{O}$
- doubles et atomes se répartissent pour créer l'édifice le + stable
- les doubles (liants ou non) se disposent pour être les + éloignés possibles
- les liaisons doubles et triples ont dans un 1er temps, comptés comme un seul doublet liant

Conséquences - on définit un atome central et le nb de doubles (liants ou non) qui l'entourent

2 doubles
Figure géométrique linéaire



3 doubles **4 doubles** **5 doubles** **6 doubles**



Polarité d'une molécule

Exemples

- paire: possède des liaisons polarisées et les centres géométriques des charges partielles δ^+ et δ^- ne sont pas confondus

- sinon, **apolaire** = non polaire

3	"	1	"
2	"	2	"

4 doubles liants 0 doubles non liants → tétraèdre CH_4
 → pyramide à base triangulaire NH_3
 → paire cardia H_2O

bi-pyramide à base carrée: octaèdre CH_4

Polarité:

Electronegativité: capacité à attirer les e^- , notée X

Liaison polarisée si $\Delta X > 0.4$

Ex: $\overset{\delta+}{C} \rightarrow \overset{\delta-}{O}$
2,55 3,5

$F = \oplus$ Electronegatif → du bas vers le haut et de gauche à droite du tableau périodique

Interactions entre molécules

- électrostatique (cation-anion)
- ion-dipôle (ion-molécule polaire)
- Van der Waals (VdW) (entre nuages électroniques de molécules)
- Liaison H (entre un H lié à un atome très électronégatif, et un autre atome très électronégatif porteur d'un doublet non liant).

Solide

- ionique
 - définition: structure régulière de cations et d'anions
 - cohésion: interaction électrostatique
 - dissolution dans les solvants polaires
- moléculaire
 - définition: molécules régulièrement disposées dans l'espace
 - cohésion: VdW + Liaison H
 - dissolution dans les solvants de même polarité.

Cohésion de la matière

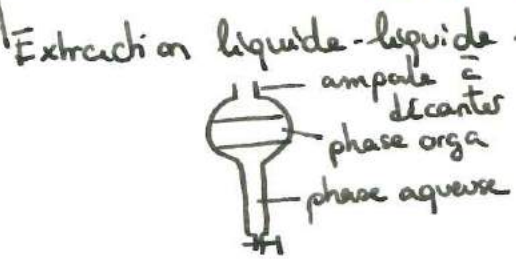
Dissolution d'un solide ionique

- description
 - (1) dissociation des ions
 - (2) solvatahion (hydratation des ions)
 - (3) dispersion des ions dans la solution

Equation et concentration: exemple de $CaF_2(s)$

	$CaF_2(s)$	$\xrightarrow{H_2O}$	$Ca^{2+}(aq)$	$+ 2F^{-}(aq)$
initial	$n_0 = cV$		0	0
final	$n_0 - x_{max} = 0$		$x_{max} = cV$	$2x_{max} = 2cV$

$\Rightarrow [Ca^{2+}] = c$ et $[F^{-}] = 2c$



permet de séparer les constituants d'un mélange homogène en exploitant les différences de solubilité.
 \Rightarrow L'espèce à extraire doit être \oplus soluble dans le solvant d'extraction, les 2 solvants doivent être non miscibles.

Molécules amphiphiles

- composée d'une tête hydrophile et d'une chaîne carbonée hydrophobe (lipophile)
- propriétés \rightarrow lavantes (savons)
- \rightarrow tensioactifs: permettent de réaliser des émulsions.

Molécules Organiques

Hydrocarbures

definition : molécule qui ne contient que des C et des H
 squelette **carboné** (ou chaîne carbonée) : réseau des atomes C de la molécule

Alcane - def = hydrocarbures dits saturés ; les C sont liés par des **liaisons simples**

Formule brute : $C_n H_{2n+2}$
 Nomenclature : **alcane linéaires** :

Nb C	Préfixe	Ex :
1	méth-	CH_3-CH_3 éthane
2	éth-	
3	prop-	
4	but-	
5	pent-	
6	hex-	
7	hept-	
8	oct-	
9	non-	
10	dec-	

alcane ramifiés : - chercher la chaîne carbonée la plus longue (chaîne principale)

Ex : $CH_3-CH(CH_3)-CH_3$
 méthylpropane
 $CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_3$
 2-méthylbutane

alcane **cycliques** : préfixe cycle devant le nom de l'alcane
 indice de position

Alcènes

def = hydrocarbures dits **insaturés** ; comportent des liaisons doubles $C=C$
 Formule brute : $C_n H_{2n}$
 Nomenclature : la terminaison -ane est remplacée par **α -ène** où α indique le numéro, le plus petit possible, du 1^{er} C portant la double liaison

Dérivés d'alcane

Definition : molécule possédant le même squelette carboné qu'un alcane mais dans laquelle un C est lié à un autre atome que H. On parle de **groupe caractéristique**.

Alcools

groupe **hydroxyle** -OH Ex : $CH_3-CH_2-CH(OH)-CH_3$ butan-2-ol
 Nomenclature : alcane + terminaison **α -ol** avec α le plus petit possible
 Rq : alcool primaire si le C portant le -OH est lié à 1 seul autre C
 - secondaire 2 autres C
 - tertiaire 3 autres C

Aldéhydes

groupe **carbonyle** $C=O$ en bout de chaîne Ex : $CH_3-CH_2-CH=O$ propanal
 nomenclature : alcane + terminaison **-al**

Cétones

groupe **carbonyle** $C=O$ Ex : $CH_3-C(=O)-CH_3$ propanone
 nomenclature : alcane + terminaison **α -one** avec α le plus petit possible.

Acides carboxyliques

groupe **carboxyle** $-C(=O)OH$ Ex : $CH_3-C(=O)OH$ acide éthanoïque
 nomenclature : **acide** alcanoïque



Complément de Terminale Spé

Esters : $-C(=O)O-$ alcane- α -amine Ex : $CH_3-CH_2-NH_2$ éthylamine
 Amine - NH_2 , -NH-, -N-
 primaire secondaire tertiaire
 Amide $-C(=O)N-$ terminaison -amide Ex : $CH_3-CH_2-C(=O)NH_2$ propanamide
 Composés halogénés R-X avec R = chaîne carbonée, X = halogène (F, Cl, Br, I)
 -halogénoalcane Ex : $CH_3-CH_2-CH_2-Br$ bromopropane

- Etapes**
- (1) transformation chimique
 - (2) extraction du produit souhaité
 - (3) identification et analyse de la pureté du produit
 - (4) purification

(1) Transformation chimique

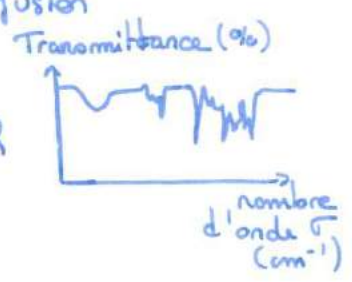
- Réactifs → produits
- chauffage pour permettre ou accélérer la transformation (cf montage à reflux)
- solvant dans lequel dissoudre les réactifs pour favoriser leur rencontre
- Autres paramètres → agitation
 - concentrations
 - catalyse
 - lumière ...

(2) Extraction

- Extraction liquide-liquide
- Distillation fractionnée
- Filtration

(3) Identification et analyse

- Température de fusion
- CCM
- spectroscopie IR



(4) Purification

- Lavage
- Distillation fractionnée
- Recristallisation
- Séchage

Rendement :

$$\eta = \frac{n_{exp}}{n_{max}}$$

← quantité de produit obtenue

← quantité maximale de produit théorique

Synthèse Organique

Aspect énergétique des transformations chimiques

Combustion — définition : réaction d'oxydoréduction entre un **combustible** (qui brûle) et un **comburant** (qui permet la combustion)

combustion complète : il ne se forme que du CO₂ et de l'eau

Equation de combustion :

$$aC_xH_yO_z + bO_2 \rightarrow cCO_2 + dH_2O$$

Ex: $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$

Energie molaire de liaison — **definition** : pour une molécule AB, correspond à l'énergie à fournir pour rompre les liaisons d'une mole de AB(g) : $AB(g) \rightarrow A(g) + B(g); E_l$

$E_l > 0$

Unité **J.mol⁻¹**

Energie molaire de liaison d'une molécule

$$E_l(\text{molécule}) = \sum E_l$$

Energie molaire de réaction : $E_r = \sum E_l(\text{réactifs}) - \sum E_l(\text{produits})$

Energie de réaction : $E = n \times E_r$
(J) (mol) (J.mol⁻¹)

Pouvoir calorifique d'un combustible : énergie qu'un kg de combustible peut céder à l'environnement lors de sa combustion complète ; noté PC

Energie produite par une masse m de combustible :

$$E = m \times PC$$

(J) (kg) (J.kg⁻¹)

Définition: phénomène de propagation d'une perturbation dans un milieu matériel, sans transport de matière mais avec transport d'énergie.

Onde mécanique progressive (OMP): la propagation de la perturbation se fait de proche en proche
Ex: goutte qui tombe dans l'eau



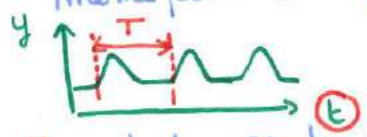
Notion de retard: durée séparant le passage de l'onde entre 2 points M₁ et M₂. Noté τ

Célérité: vitesse de propagation d'une onde $v = \frac{M_1 M_2 (m)}{\tau (s)}$

Onde mécanique progressive périodique (OMPP)

Définition: le phénomène de propagation est périodique, la période est imposée par la source.

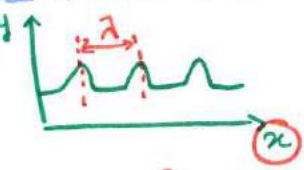
Période T en s: plus petite durée séparant 2 perturbations identiques d'un même point de l'espace



Fréquence f en Hz: nb de périodes par seconde

$$f = \frac{1}{T}$$

Longueur d'onde λ en m: distance minimale séparant 2 point dans le même état vibratoire (= en phase)
La distance parcourue par l'onde pendant T



$$\Rightarrow \lambda = v \times T; \lambda = \frac{v}{f}; v = \frac{\lambda}{T}$$

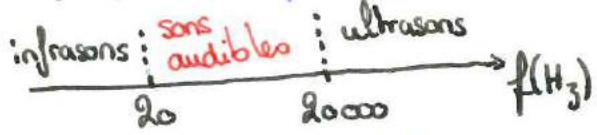
Rq: si la perturbation est sinusoïdale, on parle d'onde progressive sinusoïdale

Ondes mécaniques

Cas des ondes sonores

- célérité dans l'air: 340 m/s

- domaines de fréquences:



- hauteur d'un son: définie par la fréquence

- timbre: dépend de la forme du signal

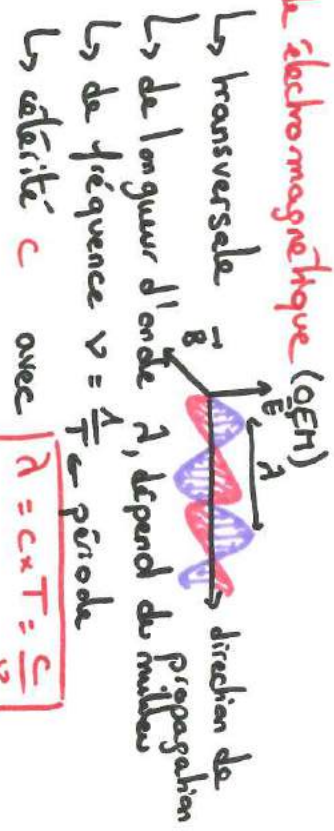
Raynel: phénomène périodique = phénomène qui se répète identique à lui-même et à intervalles de temps réguliers

1re Spé
Modèles ondulatoire
et particulaire de
la lumière

Modèles de la lumière

Grands physiques : - **celérité** de la lumière dans le vide $c = 3,0 \times 10^8$ m/s

Modèle ondulatoire : - fréquence ν en Hz
- longueur d'onde λ en m
- constante de Planck $h = 6,626 \times 10^{-34}$ J.s
- énergie E en J
la lumière est une **onde électromagnétique** (OEM)



speche électromagnétique : \neq domaines

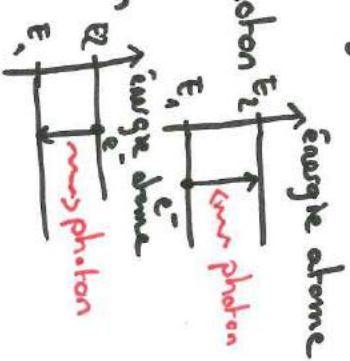
- visible $400\text{nm} < \lambda < 800\text{nm}$
- rayons γ
- rayons X
- UV
- IR
- micro-onde
- ondes radio

Modèle particulaire - la lumière est composée de particule de masse nulle et d'énergie E , les photons

$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$

interaction lumière - matière - les niveaux d'énergie d'un atome sont **quantifiés**

absorption d'un photon E_2
émission d'un photon E_1



effet photoélectrique : émission d' e^- par un métal en présence de lumière.

$\Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$

Méca
re Spé

Grandeurs physiques : - masse en kg
- vitesse en m/s
- énergie / travail en J
- Force en N

Trouvail d'une
force

définition : énergie reçue par un système se déplaçant d'un point A à un point B subissant la force \vec{F}
 $W_{AB}(\vec{F})$

Cas particuliers

L $\vec{F} \perp$ au mouvement : $W = 0$
→ ne travaille pas

L \vec{F} constante : $W_{AB}(\vec{F}) = \vec{F} \cdot \vec{AB}$
 $(J) = F \cdot AB \cdot \cos \alpha$
 $(N)(m)$
Ex: poids \vec{P}



Signe de W → $W > 0$: force motrice Ex: \vec{P} si chute
→ $W < 0$: force résistante Ex: frottements

Energie du
point matériel

Energie cinétique

définition : $E_c = \frac{1}{2} m v^2$ avec m masse du syst.
 $(J) \quad (kg)(m/s)$ v vitesse du syst.

Théorème de
l'énergie cinétique
(TEC)

$\Delta E_c = E_c(B) - E_c(A) = \sum_i W_{AB}(\vec{F}_i)$
en référentiel galiléen

Energie potentielle

Force conservative : force dont le travail entre 2 pts est indépendante du chemin suivi
Ex: poids

Définition : à toute force conservative est associée une E_p t.q. $W_{AB}(\vec{F}) = E_p(B) - E_p(A)$

Energie potentielle de pesanteur : $\Delta E_{pp} = mg(y_B - y_A)$
 $\Leftrightarrow E_{pp} = mgy + cste$

Energie mécanique

définition : $E_m = E_c + E_p$

forces non conservatives

Théorème de
l'énergie méca

Enoncé : $\Delta E_m = \sum W_{AB}(\vec{F}_{nc})$

Si pas de \vec{F}_{nc} ou si les \vec{F}_{nc} ne travaillent pas, E_m se conserve ($\Delta E_m = 0$)

Si non, dissipation ou gain d' E_m


METHODE

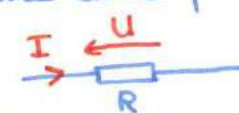
- système
- référentiel
- bilan des forces avec schéma
- Théorème approprié

Aspect énergétique des phénomènes électriques

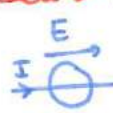

Porteurs de charge — définition : particule portant une charge \oplus ou \ominus
charge électrique élémentaire $e = 1,602 \times 10^{-19} C$
un e^- (électron) porte une charge $-e$.

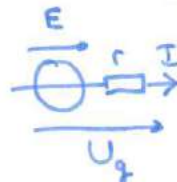
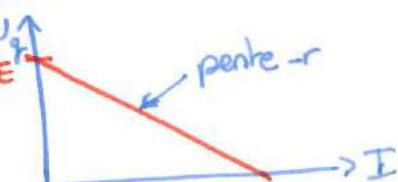
Courant électrique = débit de charge $I = \frac{Q}{\Delta t}$
(A) (s)
avec Q = charge électrique en Coulomb
sens = opposé au déplacement des e^-

Dipôle — Actif — définition : fournit de l'énergie électrique
Ex : générateur 
Convention générateur : U et I dans le même sens

Passif — définition : convertit l'énergie électrique qu'il reçoit sous une autre forme
Ex : dipôle ohmique 
Convention récepteur : U et I de sens opposés

Puissance électrique — $P = U \times I$
(w) (V) (A)
Lien avec l'énergie électrique $E = P \times \Delta t$
(J) (w) (s)
Effet Joule : pour un dipôle ohmique
 $U = R \times I$ donc $P = R I^2$

Générateur de tension — Ideal : $U_g = E$ (force électromotrice)



Réel : possède une résistance interne r
 $U_g = E - r I$



Convertisseur et rendement :
 $\eta = \frac{P_{pu}}{P_{tot}}$
← puissance utile convertie
← puissance totale consommée.

Questionnaire de révision

Le programme de BCPST1 s'appuie essentiellement sur celui de spécialité de première. Les questions suivantes en découlent.

Ce questionnaire vous permettra de vous auto-évaluer sur les différentes notions à maîtriser avant l'entrée en BCPST1. La plupart des réponses est dans les fiches de révisions de seconde et première Spé. Les autres vous seront données à la rentrée pour vérification.

1. Définir une mole.
2. Donner la relation entre concentration molaire et concentration massique.
3. Donner la loi de Beer-Lambert en explicitant les différents termes.
4. Qu'est-ce qu'un dosage par étalonnage ?
5. Définir l'absorbance.
6. Qu'est-ce qu'un oxydant ? Donner un exemple. Qu'est-ce qu'un réducteur ? Donner un exemple.
7. Ecrire la demi-équation électronique pour le couple $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}_2\text{O}$.
8. Soit l'équation-bilan $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}_3\text{O}^+ = 3\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$. Dresser le tableau d'avancement en mol pour un état initial correspondant aux proportions stœchiométriques.
9. Soit la réaction de titrage : $8\text{H}^+ + 5\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- = 5\text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$. Ecrire la relation à l'équivalence en quantités de matière (on ne s'intéressera pas aux ions H^+ en excès).
10. Définir des électrons de valence. Combien l'azote possède-t-il d'électrons de valence ? Et l'iode ?
11. Donner la formule de Lewis de la molécule d'eau, du borane BH_3 et des ions nitrate NO_3^- .
12. Le dioxyde de carbone est-il polaire ? Et la liaison CO seule ?
13. Le chlorure d'ammonium, NH_4Cl , est un solide ionique. Ecrire l'équation-bilan de sa dissolution dans l'eau.
14. Quelle est la différence entre solubilité et miscibilité ?
15. Ecrire la forme brute, la formule semi-développée et la formule topologique de la 3-méthyl-pentan-2-one.
16. Faire le schéma d'un montage à reflux. Nommer les différents éléments.
17. Définir une énergie de liaison.
18. Un palet glisse sans frottement sur un plan incliné. Faire un schéma en indiquant le bilan des forces.
19. Soient deux charges ponctuelles q_1 et q_2 de signes opposés. Sur un schéma, dessiner la force exercée par la charge 1 sur la charge 2. Rappeler l'expression vectorielle complète du vecteur force. On pourra se doter d'un vecteur unitaire. Mettre en oeuvre la même démarche pour deux masses m_1 et m_2 .
20. Définir le vecteur vitesse à partir du vecteur position. Rappeler les unités de chaque terme.
21. Quelle est la différence entre masse volumique et densité ? Rappeler les unités dans le Système International.
22. Un récipient cylindrique horizontal est divisé en deux parties par une paroi fixe de section S . A gauche, se trouve un gaz à la pression P_1 et à droite un autre gaz à la pression P_2 . Représenter et expliciter les vecteurs forces de pression exercées sur la paroi. Donner les unités de chaque terme.
23. A l'aide de la loi fondamentale de statique des fluides, calculer la pression régnant à 100 m de profondeur dans de l'eau douce. Citer 2 unités pour la pression, autres que l'USI, et effectuer les conversions entre ces unités et l'USI.
24. Rappeler la loi d'Ohm pour un conducteur ohmique. Indiquer les différentes unités. On représentera les grandeurs-clés sur un schéma avec le fléchage (convention) adapté.
25. Comment passer d'une puissance à une énergie ? Rappeler les unités S.I.
26. Calculer le travail du poids pour un alpiniste de 70 kg gravissant le Mont Blanc.
27. Enoncer le théorème de l'énergie cinétique.
28. Définir l'énergie mécanique. Dans le cas d'une chute libre d'une balle de 100 g lâchée sans vitesse initiale d'une hauteur de 2 m, calculer la vitesse atteinte à 1 m. On néglige les frottements de l'air.
29. Une perturbation est ressentie à $t = 0$ puis à $t = 10$ min 3 km plus loin. Calculer la célérité de l'onde en U.S.I.
30. Une radiation lumineuse de longueur d'onde 450 nm est absorbée par une molécule. Quelle est sa fréquence ? En déduire l'écart énergétique entre le niveau initial et le niveau final, ΔE .

31. Comment mesure-t-on une intensité électrique ? Faire un schéma électrique simple indiquant le branchement adéquat.
32. Dessiner, en les superposant, une fonction sinus et une fonction cosinus. Indiquer la période et l'amplitude sur le schéma.
33. On souhaite diluer au dixième une solution de vinaigre. Comment procéder et avec quelle verrerie ?
34. Un résistor dissipe une puissance Joule d'1 W sous un courant constant d'intensité 0,5 A. Calculer la résistance.
35. On souhaite préparer 50 mL une solution à 0,2 mol/L de chlorure de sodium. Quelle masse faut-il prélever ?
36. L'éthanol est-il soluble dans le cyclohexane ? Justifier simplement.
37. De quel matériel a-t-on besoin pour effectuer une extraction liquide-liquide ? Quel est le but de cette étape ?
38. Quels sont les deux éléments les plus électronégatifs du tableau périodique ?
39. Dessiner une liaison hydrogène entre deux molécules de méthanol.
40. Que contient une solution aqueuse de potasse ?
41. Énoncer le principe de l'inertie.
42. Définir un référentiel.
43. On branche un voltmètre aux bornes d'une pile. Il indique 6 V. Que se passe-t-il si on échange les fils de branchement du voltmètre ? On branche une résistance de 50 Ω aux bornes de la pile. Quelle est l'intensité du courant qui circule dans le circuit ?
44. Quelle est la configuration électronique de l'oxygène ?
45. Un échantillon gazeux présente une densité particulaire de $2,4 \cdot 10^{27} \text{ m}^{-3}$ (nombre de particules par unité de volume). Combien de particules se trouvent dans 10 L ? En déduire la quantité de matière dans ce même volume.
46. Écrire l'équation-bilan de la combustion du propane. On introduit 2 moles de propane et 6 moles de dioxygène : quel est le réactif limitant ?
47. Qu'est-ce qu'une espèce amphiphile ? Donner un exemple.
48. Un circuit électrique est parcouru par un courant d'intensité 2 mA pendant 5 min. Calculer la charge qui a circulé.