

Chimie

Résumés de cours, preuves et méthodes

MPSI — Collège Stanislas

Elias Kirkwood

Année 2025 - 2026

Table des matières

Partie I : Atomes et molécules

1. Atomes	4
1.1 Définitions	4
1.2 Familles, périodes	4
2. Liaisons chimiques	5
2.1 Généralités	5
2.2 Polarité	5
2.3 Types de liaisons	5
3. Structure des molécules	6
4. Interactions moléculaires	7

Partie II : Réactions

1. Cinétique chimique	9
1.1 Vitesse de réaction	9
1.2 Méthodes expérimentales de suivi	9
1.3 Méthode intégrale	10
1.4 Contrôle	10
2. Acides et bases	11

Partie III : Cristallographie

1. Généralités	13
2. Cristaux métalliques	14
3. Cristaux ioniques	15
4. Cristaux moléculaires	16

PARTIE I

**Atomes et
molécules**

Atomes

CHAPITRE 1.

1.1 Définitions

Définition

A_ZX est un **nucléide** de symbole X , de nombre de masse A et de numéro atomique Z .

Z définit un **élément**, A définit un **isotope**.

La masse molaire d'un nucléide est donnée par la formule $M = A \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, avec une incertitude relative :

- < 1% pour l'hydrogène
- < 0.1% pour les autres

On définit l'unité de masse atomique : $u = \frac{g}{N_A} = 1,6605 \times 10^{-27} \text{ kg}$, ce qui permet d'écrire $M = Au$ (avec les mêmes incertitudes).

1.2 Familles, périodes

Les **colonnes** du tableau périodique sont appelées **familles** d'éléments, les **lignes** sont appelées **périodes**.

Le tableau périodique est organisé en blocs :

- Bloc s :
 - Colonne 1 : métaux alcalins
 - Colonne 2 : métaux alcalino-terreux
- Bloc p :
 - Colonne 13 : métaux terreux
 - Colonne 14 : carbonides
 - Colonne 15 : azotides
 - Colonne 16 : chalcogènes
 - Colonne 17 : halogènes
 - Colonne 18 : gaz rares
- Bloc d : métaux de transition
- Bloc f : lanthanides et actinides

Liaisons chimiques

CHAPITRE 2.

2.1 Généralités

Liaison localisée : la liaison n'implique que deux atomes

Energie de dissociation : énergie nécessaire pour rompre une liaison chimique ; entre 2 eV et 5 eV

Longueur de liaison : distance entre les noyaux des atomes liés, généralement en picomètres (pm) ou en angströms (Å)

2.2 Polarité

Une molécule est *polaire* si le barycentre Δ_- des charges négatives $-\delta$ ne coïncide pas avec le barycentre Δ_+ des charges positives $+\delta$.

Moment dipolaire : vecteur $\vec{p} = \delta \overrightarrow{AB}$ où δ est la charge partielle et A et B sont les centres des atomes liés.



Le moment dipolaire est toujours orienté du centre de charge négative vers le centre de charge positive.

H : 2.1						
Li : 1.0	Be : 1.5	B : 2.0	C : 2.5	N : 3.0	O : 3.5	F : 4.0
Na : 0.9	Mg : 1.2	Al : 1.5	Si : 1.8	P : 2.1	S : 2.5	Cl : 3.0
K : 0.8	Ca : 1.0	Ga : 1.6	Ge : 1.8	As : 2.0	Se : 2.4	Br : 2.8

Tableau 1. – Electronégativités de Pauling

2.3 Types de liaisons

On définit le degré d'ionocité par : $I = \delta/e$

Liaison covalente : $I = 0$

Liaison ionique : $I = 1$

Structure des molécules

CHAPITRE 3.

Interactions moléculaires

CHAPITRE 4.

PARTIE II

Réactions

Cinétique chimique

CHAPITRE 1.

1.1 Vitesse de réaction

On considère une réaction chimique d'équation $\alpha_1 R_1 + \alpha_2 R_2 \longrightarrow \beta_1 P_1 + \beta_2 P_2$.

On a :

$$v = \frac{1}{V} \frac{d\xi}{dt} = -\frac{1}{\alpha_i} \frac{d[R_i]}{dt} = \frac{1}{\beta_i} \frac{d[P_i]}{dt} = k(T) \times [R_1]^{x_1} [R_2]^{x_2}$$

Où :

- v : vitesse de la réaction $\rightarrow \text{N L}^{-3} \text{T}^{-1}$
- V : volume de la solution $\rightarrow \text{L}^3$
- ξ : avancement de la réaction $\rightarrow \text{N}$
- $k(T)$: constante de vitesse $\rightarrow \text{L}^{3(x_1+x_2-1)} \text{N}^{1-x_1-x_2} \text{T}^{-1}$
- x_1 et x_2 : ordres partiels de réactifs $\rightarrow \emptyset$

La constante de vitesse est donnée par la **loi d'Arrhenius** :

$$k(T) = k_{\max} e^{-\frac{E_a}{RT}} \quad \text{d'où} \quad \ln\left(\frac{k_2}{k_1}\right) = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)$$

1.2 Méthodes expérimentales de suivi

La mesure de l'absorbance $A = \log_{10}\left(\frac{\varphi_0}{\varphi}\right)$ donne une fonction affine de l'avancement, d'après la loi de Beer-Lambert :

$$A = A_S + L \sum \varepsilon_i [E_i]$$

Où :

- A_S : absorbance du solvant $\rightarrow \emptyset$
- L : largeur de la cuve $\rightarrow \text{L}$
- ε_i : coefficient d'extinction molaire de l'espèce $E_i \rightarrow \text{L}^2 \text{N}^{-1}$

Méthode des vitesses initiales :

$$\frac{v_{01}}{v_{02}} = \left(\frac{[A]_{01}}{[A]_{02}} \right)^{x_A}$$

1.3 Méthode intégrale

Si le mélange réactionnel est initialement stoechiométrique, il le reste au cours de la réaction, et on peut accéder à *l'ordre global*.

Pour une réaction $A + 2B \rightarrow$ produits :

$$[B]_0 = 2[A]_0 \implies -\frac{d[A]}{dt} = k[A]^p[B]^q = (2^q k) \times [A]^{p+q}$$

Si un réactif est en grand excès, on peut le considérer comme constant, et on accède à *l'ordre partiel* de l'autre réactif. Pour la même réaction :

$$[B]_0 \gg 2[A]_0 \implies -\frac{d[A]}{dt} = k[A]^p[B]_0^q = (k[B]_0^q) \times [A]^p$$

Dans tous les cas, on obtient une équation différentielle du type

$$\frac{dC}{dt} = -\lambda C^n$$

Pour vérifier la cohérence d'une hypothèse d'ordre, on trace :

$n = 1$	$n = 2$	Ordre quelconque
$\ln\left(\frac{C}{C_0}\right) = -\lambda t$	$\frac{1}{C} - \frac{1}{C_0} = \lambda t$	$C^{1-n} - C_0^{1-n} = \lambda(n-1)t$

1.4 Contrôle

Contrôle thermodynamique : on laisse toutes les réactions possibles se produire

Contrôle cinétique : on bloque certaines réactions, en arrêtant la réaction à un stade intermédiaire

Acides et bases

CHAPITRE 2.

PARTIE III

Cristallographie

Généralités

CHAPITRE 1.

Cristaux métalliques

CHAPITRE 2.

Cristaux ioniques

CHAPITRE 3.

Cristaux moléculaires

CHAPITRE 4.