

UNIVERSITE MOSTFA BEN BOULAID - BATNA

FACULTE DE MEDECINE

DEPARTEMENT DE PHARMACIE

Module : **Chimie Minérale Pharmaceutique**

Responsable du module : **LALAYMIA Youcef**

Présenté par : **Hadji Aymen**

Année universitaire : **2019 - 2020**

Cours III :

LES ELEMENTS DU GROUPE 1

- LES METAUX ALCALINS -

Plan du cours :

INTRODUCTION

I. PROPRIETES

I.1. PROPRIETES ELECTRONIQUES

I.2. PROPRIETES PHYSIQUES

- A. Aspect / B. Densité / C. Rayons atomique et ionique / D. Les points de fusion et d'ébullition / E. Emission de flamme

I.3. PROPRIETES CHIMIQUES

- A. Electronégativité / B. Pouvoir réducteur / C. Réactivité

I.4. RELATIONS DIAGONALES ET PROPRIETES PARTICULIERES DU LITHIUM

- A. Les relations diagonales / B. potentiel ionique et polarisation /C. Propriétés du lithium

II. PRÉPARATION DES MÉTAUX ALCALINS

II.1. ELECTROLYSE

II.2. REDUCTION

III. LES CORPS COMPOSÉS

III.1. LES OXYDES DES MÉTAUX ALCALINS

III.2. LES HYDROXYDES (MOH)

ETUDE CHIMIQUE DU L'HYDROXYDE DE SODIUM (NaOH)

- A. Préparation / B. Propriétés / C. Application

III.3. LES HALOGENURES (MX où X = F, Cl, Br, I)

- A. Préparation / B. Propriétés / C. Application

III.4. LES CARBONATES ET LES HYDROGENOCARBONATES ALCALINS

- A. Préparation / B. Propriétés / C. Application

IV. ASPECTS BIOLOGIQUES ET PHARMACEUTIQUES

IV. 1. ASPECTS BIOLOGIQUES DU SODIUM ET POTASSIUM

- A. Propriétés physicochimiques du Na⁺ et K⁺

- B. Rôle physiologique de Na⁺ et K⁺

IV. 2. ASPECTS PHARMACEUTIQUES

- A. Lithium

- B. Sodium et potassium

Objectifs du cours : à la fin du cours, l'étudiant devrait être en mesure de :

- Connaître les propriétés générales des métaux alcalins et leur évolution dans le groupe.
- Assimiler la notion de potentiel ionique et de polarisation.
- Relier les propriétés des composés des métaux alcalins (Na et K) et leurs applications comme excipients ou médicament.
- Relier les propriétés du sodium et potassium et leur rôle physiologique.

❖ INTRODUCTION :

Elément	Symbole	Z	Abondance (%)
Lithium	Li	3	0.0018
Sodium	Na	11	2.27
Potassium	K	19	1.84
Rubidium	Rb	37	0.0078
Césium	Cs	55	0.00026
Francium	Fr	87	(2 ^e élément le plus rare après l'astate)

Les métaux alcalins sont les éléments du 1^{er} groupe du tableau périodique. Ils forment un ensemble dont les propriétés sont particulièrement homogènes.

En raison de leur réactivité, notamment envers l'oxygène et l'eau, ces éléments n'existent pas à l'état élémentaire. Le sodium et le potassium existent à l'état dissout ou solide, sous forme d'halogénures, de nitrates ou de carbonates. Le lithium, le rubidium et le césium se trouvent dans des minéraux silicatés. Le francium est un élément radioactif ($T_{1/2} = 22$ min) retrouvé sous forme de traces dans les minéraux de l'uranium et du thorium. Il peut être obtenu par réaction nucléaire à partir de l'actinium.

I. PROPRIETES :**I.1. PROPRIETES ELECTRONIQUES :**

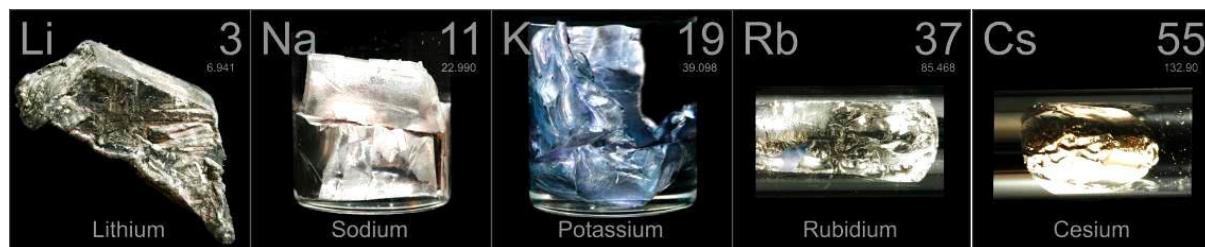
Configuration électronique	Ei ₁ (kJ/mol) (M/M ⁺)	Ei ₂ (kJ/mol) (M ⁺ /M ²⁺)
Li [He] 2s ¹	520.2	7298
Na [Ne] 3s ¹	495.8	4562
K [Ar] 4s ¹	418.8	3052
Rb [Kr] 5s ¹	403.0	2633
Cs [Xe] 6s ¹	375.7	2234

Les éléments du 1^{er} groupe ont une couche de valence de type ns¹.

Leurs énergies de 1^{ère} ionisation sont très faibles tandis que celles de la 2^e ionisation sont très élevées : les métaux alcalins sont exclusivement **monovalents** et forment généralement des cations « M⁺ ».

I.2. PROPRIETES PHYSIQUES :

A. Aspect : dans les C.N.T.P., les métaux alcalins sont des solides mous présentant toutes les caractéristiques des métaux (éclat métallique, ductilité, malléabilité, conductibilité électrique et thermique).



Métal alcalin	Densité	Rayon Atomique (pm)	Rayon Ionique (pm)	Point de fusion (°C)	Emission de flamme
Li	0.53	145	76	180.5	Rouge pourpre
Na	0.97	180	102	97.9	Jaune
K	0.86	220	138	63	Lilas (violet)
Rb	1.53	235	149	39.3	Rouge violacé
Cs	1.87	260	170	28.4	Bleu

B. Densité : les métaux alcalins ont des densités faibles : Li, Na et K flottent sur l'eau.

C. Rayon atomique et rayon ionique : les métaux alcalins constituent les éléments les plus volumineux, chacun dans sa période respective.

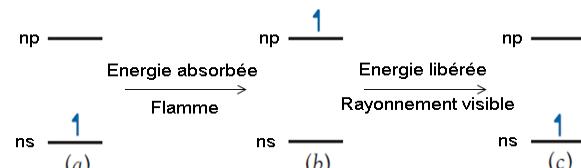
Plus l'atome est volumineux, plus la liaison métallique est longue et moins elle est forte.

D. Les points de fusion et d'ébullition : ils sont très bas et diminuent dans le groupe parallèlement à la diminution de la force de la liaison métallique.

Règle générale : les PE° et PF° évoluent en fonction de la force des liaisons chimiques : plus les liaisons, entre les atomes ou les molécules, sont fortes, plus les PE° et les PF° sont élevées.

E. Emission de flamme : portés à une flamme, les métaux alcalins émettent un rayonnement visible caractéristique :

(a) les atomes métalliques absorbent l'énergie émise par la flamme.



(b) un électron ns¹ est excité et passe à un niveau énergétique supérieur np¹.

(c) relaxation de l'électron avec émission sous forme de rayonnement visible.

Application : « l'essai à la flamme » est une technique d'identification de ces éléments.

I.3. PROPRIETES CHIMIQUES :

	Electronégativité de Pauling	Potentiel standard de réduction (V)
Li	1.0	- 3.04
Na	0.9	- 2.71
K	0.8	- 2.93
Rb	0.8	- 2.98
Cs	0.7	- 3.03

A. Electronégativité : les électronégativités des métaux alcalins sont parmi les plus faibles du tableau périodique.

En général, leur réaction avec la plupart des non-métaux produit des composés ioniques.

Ex. NaCl : $\chi_{Na} - \chi_{Cl} = 2.1 / LiF : \chi_{Li} - \chi_{F} = 3.0 / KBr : \chi_{K} - \chi_{Br} = 2.0 / CsCl : \chi_{Cs} - \chi_{Cl} = 2.3$

B. Pouvoir réducteur : avec une grande facilité à céder leur électron de valence, les métaux alcalins sont de puissants réducteurs. Les réactions avec les substances oxydantes (*ex. oxygène, soufre, halogènes, etc.*) sont exothermiques et souvent violentes.

C. Réactivité : très réactifs, les métaux alcalins doivent être conservés dans des huiles (*ex. paraffine*). Ils réagissent avec un bon nombre d'éléments, pour former des composés binaires (*hydrures, phosphures, oxydes, sulfures, halogénures, etc.*).

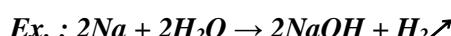
a. Avec O_2 : les métaux alcalins se combinent avec l'oxygène en formant des oxydes. Li forme un oxyde, Na un peroxyde et les atomes les plus volumineux (K, Rb et Cs) des superoxydes.

Li :	$4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O$	Oxyde (O^{2-})
Na :	$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$	Peroxyde (O_2^{2-})
K, Rb, Cs :	$K + O_2 \rightarrow KO_2$	Superoxyde (O_2^-)

A mesure qu'on descend dans le groupe, la formation de peroxyde et superoxyde s'explique par l'augmentation du rayon des cations métalliques. Un composé ionique est d'autant plus stable lorsqu'il est constitué d'un cation et d'un anion de tailles équivalentes (petit cation/petit anion, cation volumineux/anion volumineux).

Cation	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Rb ⁺	Cs ⁺
Rayon ↗					
Anion	O ²⁻	O ₂ ²⁻		O ₂ ⁻	
Rayon ↗					
Produit	2Li ₂ O	Na ₂ O ₂	KO ₂ , RbO ₂ , CsO ₂		

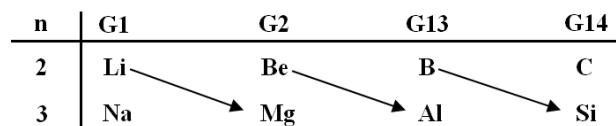
b. Avec H_2O : ils réagissent avec l'eau en formant un hydroxyde et en libérant le dihydrogène.



Li + H ₂ O	Na + H ₂ O	K + H ₂ O	Cs + H ₂ O
Réaction lente	Réaction rapide	Inflammation	Explosion

I.4. RELATIONS DIAGONALES ET PROPRIETES PARTICULIERES DU LITHIUM :

A. Définition de la relation diagonale : relation qui s'exprime par des propriétés analogues entre un élément chimique de la deuxième période avec l'élément de la troisième période du groupe voisin.



Les relations diagonales s'expliquent par :

- La diminution du rayon dans une période et son augmentation dans un groupe ;
- L'augmentation de l'électronégativité dans une période et sa diminution dans un groupe.

Ex. Les couples **Li/Mg**, **Be/Al** et **B/Si** ont des rayons et des électronégativités proches. Ces similitudes se traduisent par des propriétés chimiques analogues.

B. Potentiel ionique et polarisation (voir TD N° 02) :

- **Potentiel ionique :** rapport de la charge d'un ion sur son rayon ionique (Z^+/r^+). Il exprime la répartition de la charge sur une surface. Il augmente avec l'augmentation de la charge ou la diminution du rayon.

- Pouvoir polarisant :** aptitude d'un ion à distordre (déformer) le nuage électronique d'un ion voisin de charge opposée.

En général, sont considérés polarisants : les cations de **petite taille** (moins de 100 pm) et **très chargés**. Ex. Al^{3+} , Si^{4+} , P^{5+} , les métaux de transition, etc.

- Polarisabilité :** aptitude d'un ion à subir une distorsion (déformation) de son nuage électronique par un ion voisin de charge opposée.

En général, sont considérées polarisables : les anions de **taille importante** (plus de 100 pm) et **faiblement chargés**. Ex. I^- , Br^- , etc.

Conséquence de la polarisation :

- Les liaisons des composés constitués d'un cation très polarisant et d'un anion très polarisable ont un caractère covalent marqué. Soit : une *énergie réticulaire plus élevée, une solubilité plus marquée dans les solvants apolaires et moins marquée dans les solvants polaires*.
- Les cations ayant un grand pouvoir polarisant ont :
 - Des enthalpies d'hydratation plus élevées (s'hydratent plus facilement).

Enthalpie d'hydratation : quantité d'énergie (kJ/mol) libérée lorsqu'une mole d'ions est hydratée.

- Biologiquement, ils se lient plus facilement avec les groupes nucléophiles des molécules biologiques ($R-SH$, $R-COOH$, $R-NH_2$, etc.) et forment des complexes avec ces dernières.

C. Propriétés particulières du lithium :

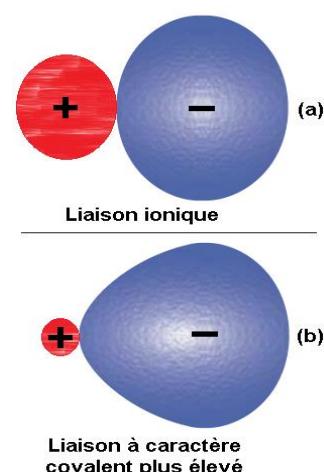
De par sa petite taille, le lithium possède un potentiel ionique relativement élevé. Ceci implique que certaines de ses propriétés s'apparentent davantage à celles des éléments du groupe 2, notamment le magnésium.

Tableau : évolution du potentiel ionique dans le groupe

Métal alcalin	Li	Na	K	Rb	Cs
Charge (Z^+)	+1	+1	+1	+1	+1
Rayon ionique (Å)	0.76	1.02	1.38	1.49	1.7
Potentiel ionique (Z^+/r^+)	1.32	0.98	0.72	0.67	0.59

- Les composés du lithium sont moins solubles ($LiOH$, LiF , Li_2CO_3 , Li_3PO_4) que leurs analogues des métaux alcalins ;
- Les composés du lithium sont plus solubles dans les solvants apolaires ;
- Les composés du lithium forment des hydrates (ex. $LiOH \cdot H_2O$, $LiCl \cdot H_2O$, $LiBr \cdot H_2O$, etc.).

Hydrate : composé chimique qui a cristallisé avec son eau hydratation de formule $AB \cdot nH_2O$



(a) Pas de polarisation : le nuage électronique de l'anion n'est pas déformé par le champ électrique induit du cation volumineux

(b) Avec polarisation : le nuage électronique de l'anion est déformé sous l'influence du champ électrique induit du petit cation

II. PRÉPARATION DES MÉTAUX ALCALINS :

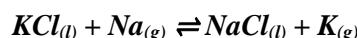
II.1. ELECTROLYSE : l'électrolyse est opérée sur l'halogénure du métal fondu :

- **Li** : électrolyse d'un mélange LiCl/KCl fondu à 450°C.
- **Na** : électrolyse d'un mélange NaCl/CaCl₂ fondu à 580°C.

Le recours aux mélanges permet de réduire la température de fusion et par conséquent, réduire la facture énergétique *ex. PF° NaCl : 800°C / PF° NaCl/CaCl₂ : 580°C.*



II.2. REDUCTION : par action de la vapeur du sodium (réducteur) sur le chlorure du métal fondu.



III. LES CORPS COMPOSES :

III.1. LES OXYDES DES METAUX ALCALINS :

Les métaux alcalins forment une grande variété de composés binaires avec l'oxygène. Il s'agit notamment d'*oxydes simples*, de *peroxydes* et de *superoxydes*.

Les oxydes, de types (M₂O) sont des oxydes ioniques. Ils réagissent violement avec l'eau pour former des hydroxydes correspondants :



Leur basicité augmente dans le groupe avec l'augmentation de leur solubilité.

Li₂O	Na₂O	K₂O	Rb₂O	Cs₂O
Solubilité ↗				
Basicité ↗				



III.2. LES HYDROXYDES (MOH) : les hydroxydes des métaux alcalins sont des solides ioniques. En solution aqueuse, ils constituent des bases fortes.

LiOH	NaOH	KOH	RbOH	CsOH
Solubilité ↗				
Basicité ↗				
Peu soluble (13 g/100 g H ₂ O)				Très soluble (387 g/100 g H ₂ O)



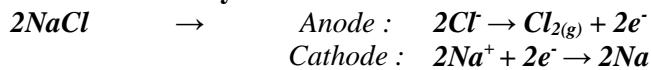
❖ ETUDE CHIMIQUE DU L'HYDROXYDE DE SODIUM (NaOH) :

A. Préparation :

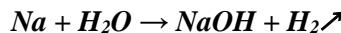
a. *Procédé électrolytique* : électrolyse d'une saumure (solution saturée) de NaCl.

- *Etape 1 : L'électrolyse du NaCl :*

Electrolyse



- *Etape 2 : Réaction du Na métallique formé avec H₂O :*

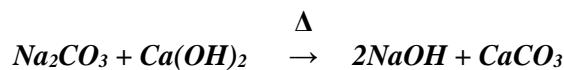


N.B. Le dihydrogène formé migre vers la cathode

- **Précaution :** Isoler (ex. par des membranes semi-perméables) NaOH obtenu du Cl₂ pour éviter la formation de l'hypochlorite de sodium (NaClO) comme suit :



b. *Caustification de la soude* : consiste à faire réagir du carbonate de sodium avec l'hydroxyde de calcium à haute température :

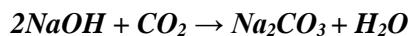


N.B. Soude : nom donné aux carbonates de sodium (Na₂CO₃)

Soude caustique : nom donné à l'hydroxyde de sodium (NaOH)

B. Propriétés : solide blanc, disponible en pastilles, flocons ou bâtonnets. Il doit être conservé à l'abri de l'humidité et du CO₂ atmosphérique :

- Il est **déliquescent** (absorbe l'humidité de l'air et se liquéfie) ;
- Subséquemment, il redevient solide en absorbant le CO₂.



Flocons de NaOH



Pastilles de NaOH

C. Application :

- **Excipient** : comme agent alcalinizant, NaOH et KOH sont largement utilisés dans les préparations pharmaceutiques pour ajuster le pH des solutions.
- **Agent thérapeutique** : KOH est utilisé (en solution diluée) pour le traitement de certaines dermatoses.

III.3. LES HALOGENURES (MX où X = F, Cl, Br, I) :

A. Préparation :

- Par **extraction** des étendues d'eau ou des mines de sel (ex. $NaCl$, KCl). La purification du produit extrait s'effectue par cristallisation.

Cristallisation : opération consistant à isoler ou purifier un produit par une transition de phase.

- Combinaison directe** du métal alcalin et de l'halogène. Ex. $2Li + F_2 \rightarrow 2LiF$
- Réaction de l'hydroxyde (MOH) ou du carbonate (M_2CO_3) avec l'acide hydrohalogéné (HX) :



B. Propriétés : les halogénures alcalins sont des solides ioniques. Ils sont très solubles dans l'eau (les halogénures de Li sont moins solubles en raison du potentiel ionique élevé de Li^+).

C. Application :

- Excipient : agent de tonicité** : $NaCl$ et KCl sont utilisés pour produire des solutions isotoniques (préparations injectables, collyres, etc.).

III.4. LES CARBONATES ET LES HYDROGENOCARBONATES ALCALINS :

	A. Les hydrogénocarbonates (bicarbonates) : $MHCO_3$	B. Les carbonates : M_2CO_3
Préparation	<p>Procédé Solvay : $CaCO_3 + 2NaCl \rightleftharpoons CaCl_2 + Na_2CO_3$</p> <ul style="list-style-type: none"> Le procédé Solvay réalise, en plusieurs étapes, la transformation souhaitée par une voie détournée. <ul style="list-style-type: none"> L'une des étapes intermédiaires du procédé produit un bicarbonate. 	
Propriétés	<ul style="list-style-type: none"> Solides blancs peu solubles Excepté : $LiHCO_3$ n'existe qu'en solution Se décomposent avec un léger chauffage (à partir de 50°C) avec formation du carbonate correspondant et libération de CO₂ : $2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$ Sont amphotères : <ul style="list-style-type: none"> Réaction avec une base : $NaHCO_3 + NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$ Réaction avec un acide : $NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$ 	<ul style="list-style-type: none"> Solides blancs solubles Excepté : Li_2CO_3 peu soluble Se décomposent à haute température avec formation d'un oxyde et libération de CO₂ : $M_2CO_3 \rightarrow M_2O + CO_2$ Sont basiques : $Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$ $Na_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons NaHCO_3 + NaOH$
Application	<ul style="list-style-type: none"> Excipients : <ul style="list-style-type: none"> Agents alcalinisants : les bicarbonates et les carbonates de Na et K sont utilisés pour produire ou maintenir un pH alcalin dans les préparations pharmaceutiques Sources de CO₂ : les bicarbonates de Na et K sont utilisés dans les comprimés effervescents : ils réagissent avec un acide (excipient, principe actif, acidité gastrique) en libérant le CO₂. La réaction permet la désintégration du comprimé. 	

IV. ASPECTS BIOLOGIQUES ET PHARMACEUTIQUES :

Les propriétés physiologiques, la répartition, l'activité thérapeutique ou la toxicité d'un élément chimique dépendent de ses propriétés physicochimiques.

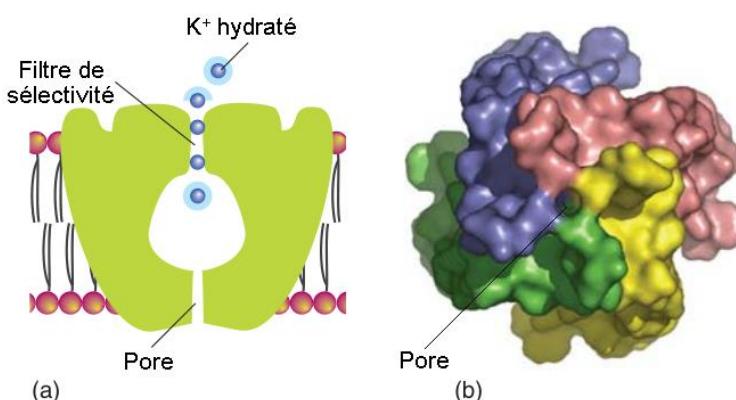
IV. 1. ASPECTS BIOLOGIQUES DU SODIUM ET POTASSIUM : le sodium et le potassium font partie des éléments essentiels. Chez l'homme ils représentent respectivement 0.2 % et 0.4 % de la masse corporelle.

A. Propriétés physicochimiques du Na^+ et K^+ :

	Na^+	K^+
Charge	1	1
Rayon ionique (Å)	1.02	1.38
Potentiel ionique	1	0.72
Enthalpie d'hydratation (kJ/mol)*	- 406	- 322

- Charge** : le passage à travers la membrane cellulaire se fait par le biais des protéines transmembranaires (canaux ioniques pour la diffusion passive et pompe pour le transport actif) et non à travers la bicouche lipidique (apolaire).
- Rayon** : la différence entre les rayons ioniques de Na^+ et le K^+ est à l'origine de la sélectivité des canaux ioniques (canaux sodiques et canaux potassiques). Ces derniers possèdent des cavités qui s'ajustent précisément à un rayon spécifique.
- Potentiel ionique** : étant faible (charge faible, rayon élevé), leur capacité à polariser les groupes nucléophiles des molécules biologiques se trouve réduite. Par conséquent, ils se trouvent à l'état libres (sous forme hydratée) et non liés à des protéines.
- Enthalpie d'hydratation** : le sodium se lie plus facilement que le potassium aux molécules d'eau (une plus grande énergie est libérée lors de la formation de la liaison $\text{Na}^+ \dots \delta\text{-OH}_2$). Le processus inverse, à savoir la déshydratation (perte d'une molécule d'eau), est facilité pour K^+ .

Le passage à travers les structures protéiques nécessite une déshydratation préalable du cation. Le potassium est donc avantageé lors de ce phénomène (voir concentration du potassium en milieu intracellulaire)



(a) Structure schématique du canal potassique. Le halo entourant le cation K^+ représente la sphère d'hydratation. Une déshydratation préalable est nécessaire pour passer à travers le filtre de sélectivité

(b) reproduction de l'enzyme par image de synthèse. Pore par lequel passe le cation hydraté.

B. Rôle physiologique de Na⁺ et K⁺:

- **Génération du potentiel de membrane :** les ions Na⁺ sont principalement extracellulaires (90 %) tandis que les ions K⁺ sont intracellulaires (95 %). Cette répartition est une conséquence de l'activité des *canaux spécifiques (sodium ou potassium)* et de la pompe Na⁺/K⁺ ATPase.

Concentration (mmol/L)		
Ion	Na ⁺	K ⁺
Globules rouges	11	92
Plasma sanguin	160	10

La différence de concentration en Na⁺ et K⁺ entre les milieux intra et extracellulaire produit un gradient électrochimique tout au long de la membrane cellulaire à l'origine duquel le potentiel de membrane (dépolarisation/repolarisation) est généré. Ce dernier est responsable de la majorité des fonctions physiologiques (activité cérébrale, influx nerveux, contraction des muscles striés et lisses, hormones, etc.).

- **Cotransport** de molécules (glucose, acides aminés, neurotransmetteurs, hormones, etc.) via les canaux ioniques.
- Etant libre et principalement extracellulaire, Na⁺ est à l'origine de l'**osmorégulation** (maintien de l'isotonicité des cellules, la rétention de l'eau, la fonction rénale).
- Etant positivement chargés, ils équilibrent les charges électriques des anions libres (hydratés) et des protéines négativement chargées.
- Plusieurs médicaments ont pour cibler les mécanismes de transfert de Na⁺ et K⁺ (canaux pompes), ex. : les *anesthésiques* bloquent les canaux sodiques (inhibent la dépolarisation), les *antiépileptiques* diminuent l'activité des canaux sodiques au niveau du S.N.C, etc.

IV. 2. ASPECTS PHARMACEUTIQUES :

A. Lithium :

Le lithium est un thymorégulateur (régule l'humeur). Ses sels : Li₂CO₃ et Li₃C₃H₅O(COO)₃, sont utilisés pour le traitement ou la prévention des troubles maniacodépressifs (bipolaires).

Le lithium, de par ses propriétés (rayon, solubilité et électronégativité) qui sont similaires à celles du magnésium (relation diagonale), se fixe sur les mêmes sites protéiques que ce dernier.

Tableau : Propriétés du lithium et du magnésium

	Lithium	Magnésium
Rayon métallique (pm)	157	160
Rayon ionique (pm)	76	72
Electronégativité	1.0	1.3

B. Sodium et potassium :

sont utilisés sous formes de :

- **Sels (chlorure, citrate, lactate, etc.) de sodium ou potassium (en solution ou en comprimés)** : pour corriger les carences en sodium ou en potassium (apport insuffisant : déshydratation/malnutrition, perte excessive : vomissement, diurèse, etc.) dont les symptômes peuvent être (crampes musculaires, déshydratation, hypotension, atteintes cardiaques, etc.).
- **Chlorure de sodium (en solution, en spray)** : solution d'hygiène nasale.
- **Les bicarbonates et les carbonates de Na et K** : pour le traitement de certaines acidoses métaboliques et comme antiacides gastriques.

REFERENCES BIBLIOGRAPHIQUES :

- ALLAIN Pierre. Les médicaments. 3^e édition. Broché, 2000, 442 p.
- ATKINS Peter William, JONES Loretta. Chimie : molécules, matière, métamorphoses. De Boeck Supérieur, 1998, 1018 p.
- AVERILL, Bruce A., ELDREDGE Patricia. Chemistry : Principles, Patterns, and Applications. Pearson, 2007, 3033 p.
- HOUSECROFT Catherine E., SHARPE Alan G. Inorganic Chemistry. 4^e édition. Pearson, 2012, 1257 p.
- NELSON Peter G.. Introduction to Inorganic Chemistry : Key ideas and their experimental basis. Ventus Publishing ApS, 2011, 177 p.
- RAYNER-CANHAM Geoff, OVERTON Tina. Descriptive Inorganic Chemistry. 5^e édition. W. H. Freeman and Company, 2010, 723 p.
- ROWE Raymond C., SHESKEY Paul J., QUINN Marian E. Handbook of Pharmaceutical Excipients. 6^e édition. Pharmaceutical Press et the American Pharmacists Association, 2009, 917 p.
- SHRIVER Duward, WELLER Mark, OVERTON Tina, ROURKE Jonathan, ARMSTRONG Fraser. Inorganic Chemistry. 6^e édition. W. H. Freeman and Company, 2014, 901 p.
- STROHFELDT Katja A. Essentials of Inorganic Chemistry For Students of Pharmacy, Pharmaceutical Sciences and Medicinal Chemistry. 1^e édition. John Wiley & Sons, 2015, 289.