

Module:

Chimie Du Solide

Volume horaire : 67h30

3h cours/semaine

1:30 TD

Coef: 3

Crédit: 6

Evaluation: 33% TD/67% Examen

Plan de cours

Ce cours couvre les thèmes suivants :

- 1- Les différents types de liaisons chimiques dans les solides : ionique, covalente, métallique, modèle de bande.**
- 2- Les structures cristallines : structures compactes et autres, classement à partir des symétries, groupes ponctuels et groupes d'espace.**
- 3- Les différents types de défauts : ponctuels, plans, tridimensionnels.**
- 4- Les propriétés électroniques, optiques et magnétiques.**

Les Liaison

Les liaison chimique:

Les liaisons chimiques sont dues aux propriétés des atomes.

Les électrons qui forment des nuages électroniques autour des noyaux tendent à acquérir une énergie minimale.

Cette énergie pour deux atomes peut être diminuée lorsqu'ils interagissent entre eux et forment une liaison chimique.

Une liaison chimique est donc une forme d'énergie qui retient les atomes entre eux pour former des molécules.

Former une liaison exige de l'énergie alors que détruire une liaison libère une certaine quantité d'énergie.

Les Liaison

Les liaison chimique:

Il existe 4 types de liaisons chimiques :

- ❖ la liaison covalente non polaire ;
- ❖ la liaison covalente polaire ;
- ❖ la liaison ionique ;
- ❖ la liaison hydrogène.

Liaison covalente

Elle est formée par le partage d'électrons entre les atomes, ils ne gagnent donc ni de perdent d'électrons.

Dans les liaisons covalentes les atomes "mettent en commun" des électrons de leur couche électronique la plus externe.

Ces électrons forment alors un nuage électronique qui englobe les deux atomes.

Ces liaisons ont une longueur et une énergie déterminées.

Chaque atome ne peut faire qu'un nombre déterminé de liaisons covalentes.

Chaque atome ne peut faire qu'un nombre déterminé de liaisons covalentes.

Liaison covalente

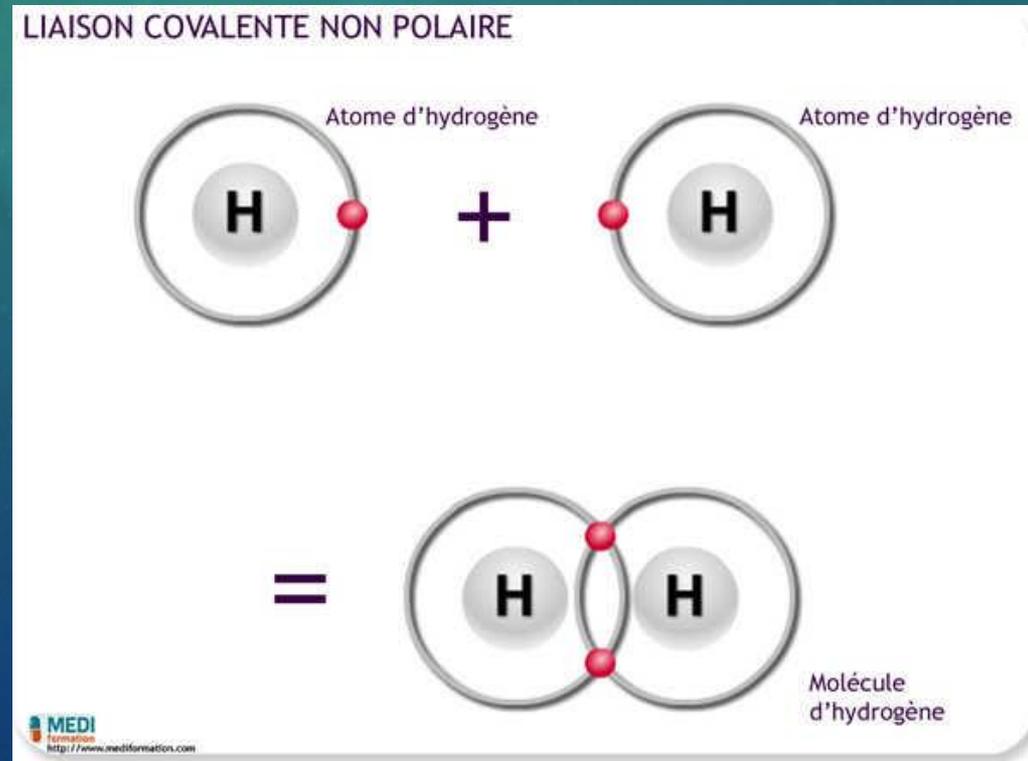
Il possède une capacité de liaison, c'est-à-dire qu'il doit former un certain nombre de liaisons covalentes pour compléter son dernier niveau énergétique :

- ❖ l'atome d'hydrogène peut en faire une ;
- ❖ l'oxygène deux (parfois trois dans certaines conditions) qui peuvent être deux liaisons simples ou une double liaison ;
- ❖ le carbone peut en faire quatre. (quatre simples ou deux doubles ou une double et deux simples ou une triple et une simple.

Liaison covalente

Elle peut être de 2 types :

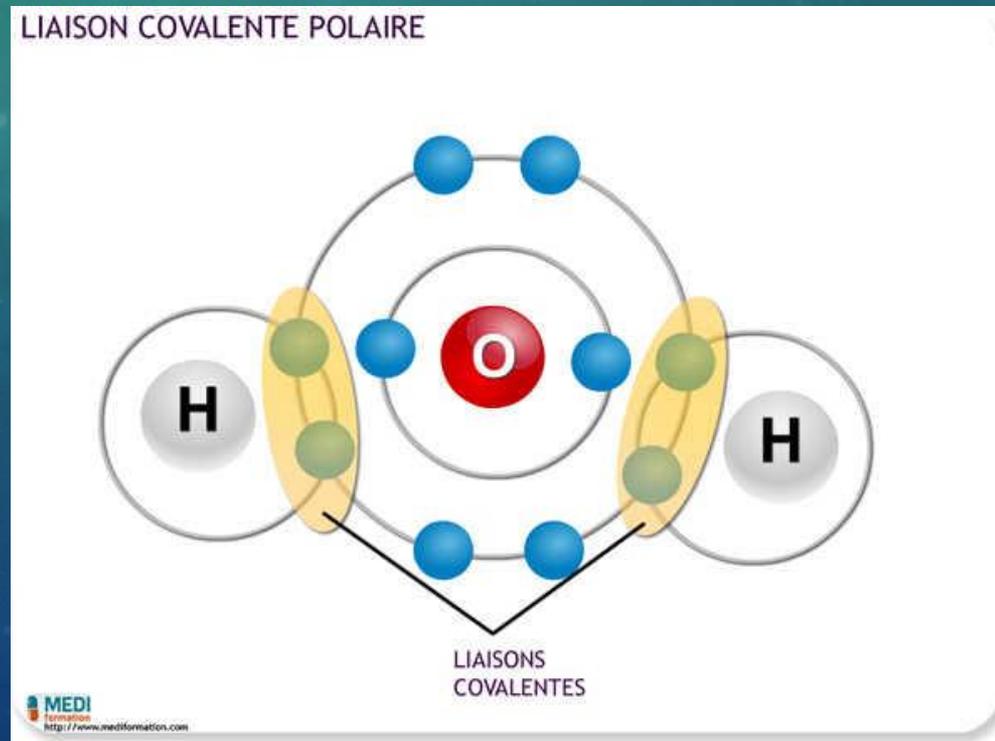
Liaison covalente non polaire : elle relie 2 atomes dont l'attraction des électrons de la part des 2 atomes est égale. Les deux atomes tirent avec une force semblable.



Liaison covalente

Elle peut être de 2 types :

Liaison covalente polaire : elle relie 2 atomes dont l'attraction des électrons est inégale entre les 2 atomes. La taille différente des 2 atomes peut en être une raison. Les deux atomes ne tirent pas les électrons avec la même force.



Liaison covalente

On peut déterminer si une liaison est covalente polaire ou covalente non polaire en calculant l'électronégativité.

L'électronégativité est une mesure de la force d'attraction pour attirer les électrons dans une liaison chimique.

Chaque élément possède une électronégativité spécifique.

Quand deux atomes ont des électronégativités identiques, comme dans l'oxygène diatomique, le doublet d'électrons liants est partagé également entre eux dans une liaison covalente. (non polaire) tandis que s'il y a une différence entre les électronégativités, la liaison est polaire.

Liaison ionique

Dans les liaisons ioniques, ce sont des ions qui interagissent.

Les atomes ont cédé ou capté un ou plusieurs électrons et sont donc chargés électriquement (ions).

Il y a donc transfert d'électrons entre les atomes.

On a alors une interaction électromagnétique entre les ions qui portent des charges électriques de signe opposés.

- ❑ **oxydation** : l'atome perd des électrons ;
- ❑ **réduction** : l'atome gagne des électrons.

Liaison ionique

Dans les liaisons ioniques, ce sont des ions qui interagissent.

Les atomes ont cédé ou capté un ou plusieurs électrons et sont donc chargés électriquement (ions).

Il y a donc transfert d'électrons entre les atomes.

On a alors une interaction électromagnétique entre les ions qui portent des charges électriques de signe opposés.

- ❑ **oxydation** : l'atome perd des électrons ;
- ❑ **réduction** : l'atome gagne des électrons.

Liaison ionique

Elle se fait typiquement entre un non-métal et un métal.

Le métal donne un ou plusieurs électrons pour former un ion chargé positivement (cation).

Le non-métal capte ces électrons pour former un ion chargé négativement (anion).

En raison de leurs charges opposées, les cations et les anions s'attirent l'un l'autre dans ce qui s'appelle une liaison ionique.

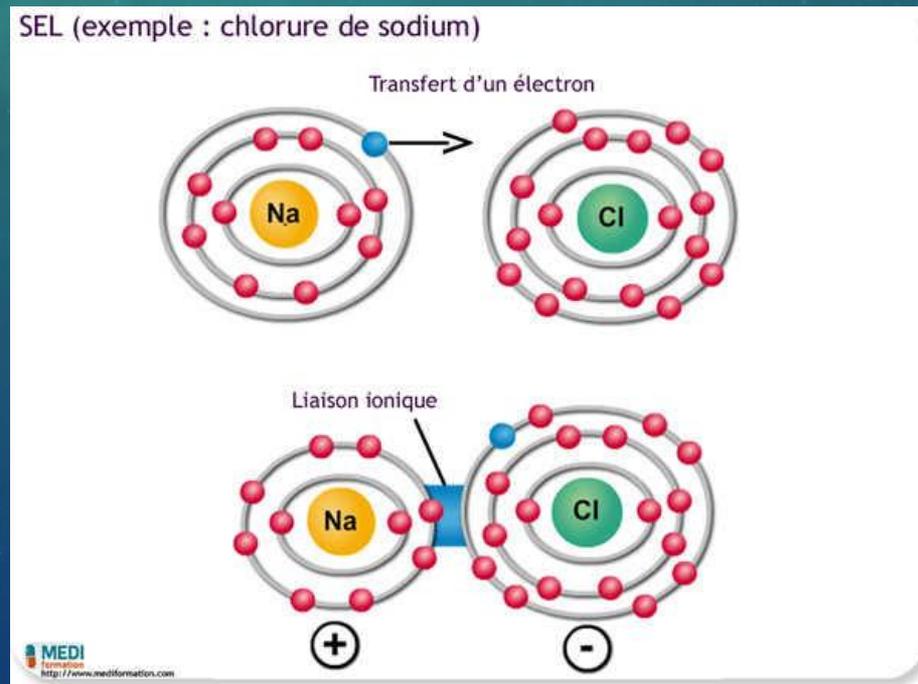
Par exemple, le sel de cuisine est du chlorure de sodium (NaCl). Quand le sodium (Na) réagit avec le chlore (gaz de dichlore, Cl_2), les atomes de sodium perdent un électron et les atomes de chlore gagnent un électron (la molécule de dichlore est d'abord dissociée).

Liaison ionique

Les ions se combinent dans un rapport 1 : 1 pour former le sel de cuisine.

Les composés ioniques portent le nom de sel.

Les sels ne possèdent pas tous un nombre égal de cations et d'anions.



Liaison hydrogène

Une liaison hydrogène se forme lorsqu'un atome d'hydrogène déjà lié par covalence à un autre atome électronégatif subit l'attraction d'un autre atome électronégatif.

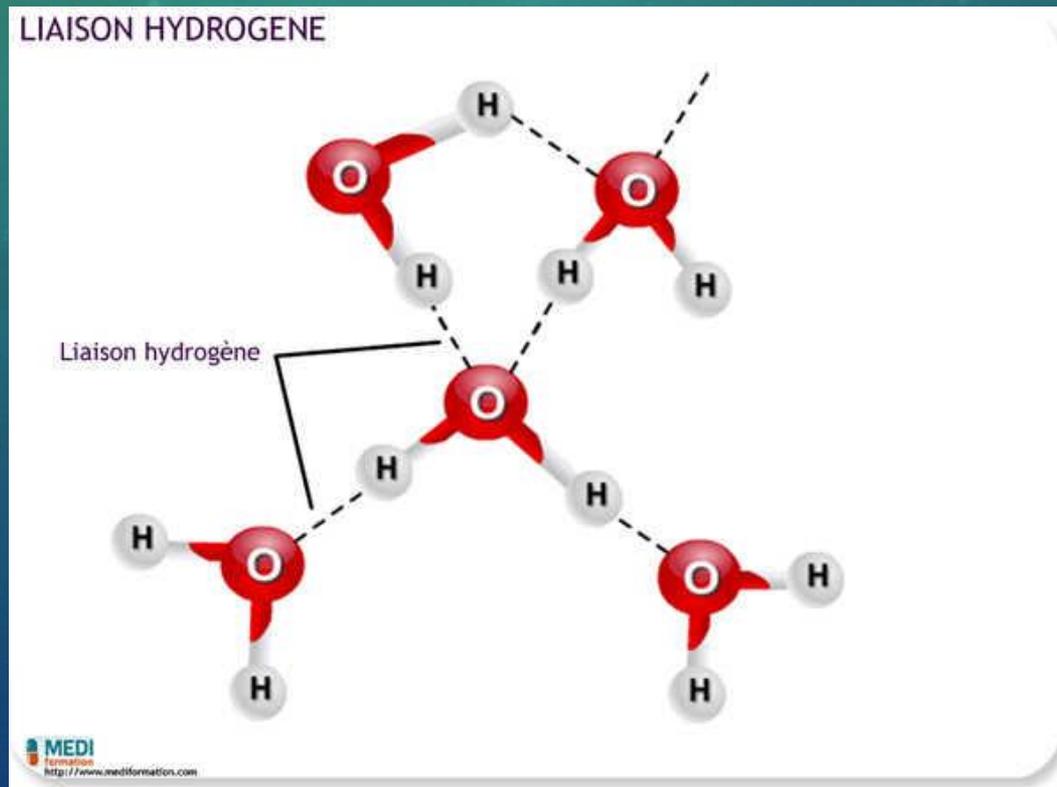
Dans les cellules, les atomes électronégatifs qui participent à des liaisons hydrogène sont le plus souvent l'oxygène et l'azote.

Les liaisons hydrogène sont environ vingt fois plus faibles que les liaisons covalentes.

Les liaisons faibles permettent de brefs contacts entre les molécules; les molécules s'associent, réagissent l'une à l'autre, puis se séparent.

Liaison hydrogène

Des liaisons hydrogène se forment non seulement entre des molécules, mais, aussi entre différentes régions d'une même grosse molécule, par exemple une protéine ou un acide nucléique (ADN, ARN).



Potentiel d'ionisation

C'est l'énergie nécessaire pour expulser un électron d'un atome. On définit un potentiel I_1 de première ionisation correspondant à l'expulsion d'un électron. De même, I_2 , potentiel de deuxième ionisation, est l'énergie nécessaire pour expulser un deuxième électron. Les potentiels suivants sont liés aux départs successifs des autres électrons. Les énergies sont alors de plus en plus élevées.

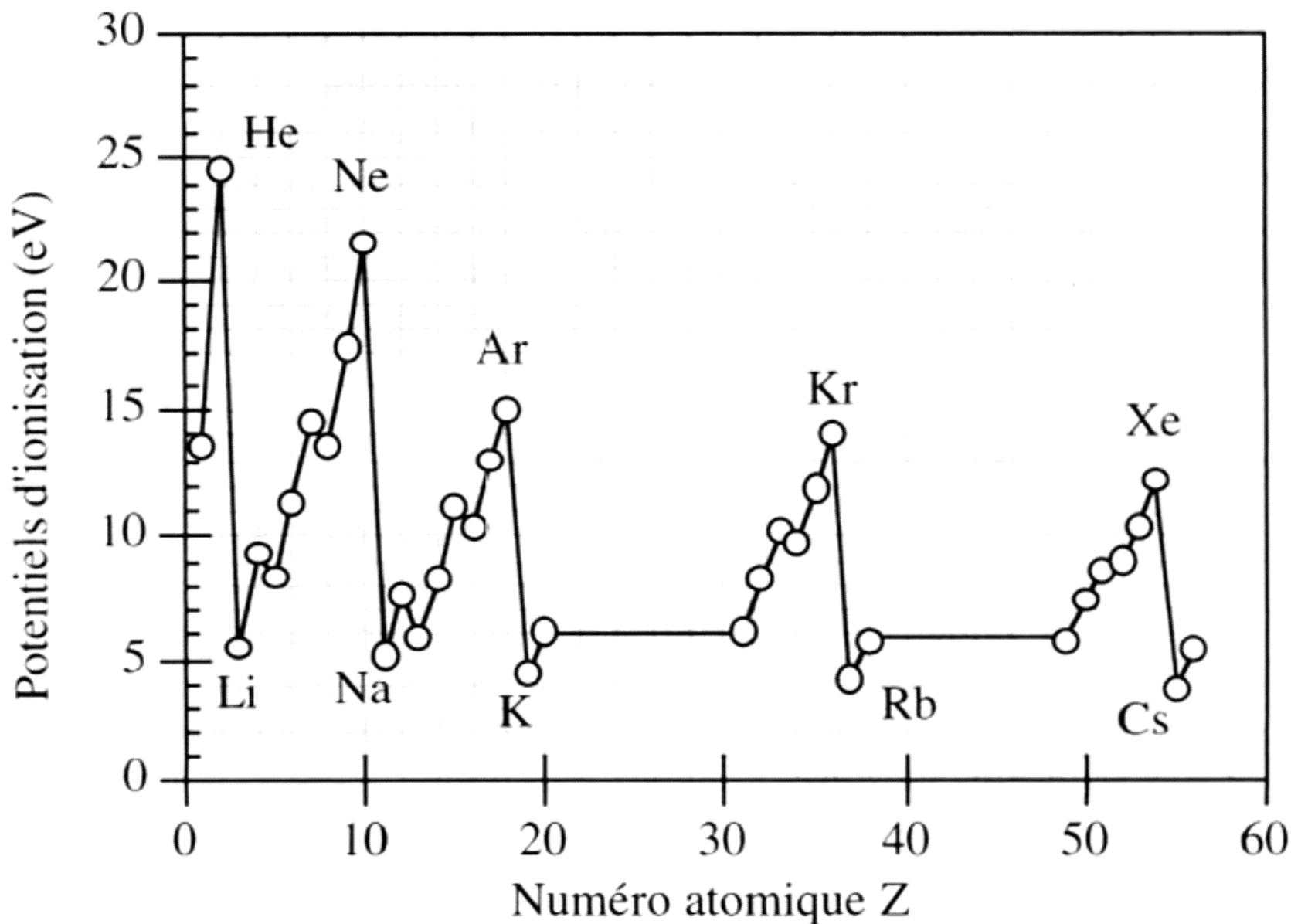


Potentiel d'ionisation

L'ionisation étant une perte d'électron(s), elle est *équivalente à une oxydation*, ce qui signifie que plus I est faible, plus l'élément est réducteur.

Si $I > 25-30$ eV, l'ionisation par voie chimique est impossible. On voit que les métaux alcalins (colonne 1 de la classification périodique), Li, Na... ne peuvent exister qu'à l'état monovalent ; les alcalino-terreux (colonne 2) Be, Mg... existent à l'état de cations divalents, tandis que Al, Ga... atteignent la valence trois. Il est difficile de dépasser ce degré d'oxydation pour un ion libre.

Potentiel d'ionisation



Affinite electronique Ae

C'est l'energie correspondant a la réaction :



Cette réaction peut être exothermique ou endothermique. Par convention, Ae est positive si la réaction est exothermique. On a donne, par definition :

$$Ae = -\Delta H_e$$

Un gain d'électron(s) est une réduction, donc plus Ae est grande, plus l'element est oxydant

Affinite electronique Ae

Si $A_e > 0$, l'anion est plus stable que l'atome neutre. On remarquera l'affinite electronique negative de l'ion O^- , correspondant a la formation de l'ion O^{2-} qui doit done etre instable a l'etat libre et qui ne peut etre stabilise qu'au sein d'un reseau cristallin (oxydes).

Potentiel d'ionisation

La coordinence (ou coordinance) d'un atome central dans une molécule ou un cristal est le nombre d'atomes, molécules ou ions voisins les plus proches dans les trois directions de l'espace et reliés à cet atome central. Elle s'appelle aussi le nombre de coordination ou l'indice de coordination.

Nombre de coordination

Lorsque l'atome central présente deux liaisons de coordinence, il est dit bicoordonné. Il peut aussi être tricoordonné (trois liaisons), tétracoordonné ou quadricordonné (quatre liaisons), pentacoordonné (cinq liaisons), hexacoordonné (six liaisons)...

Structure cristalline

LES CRISTAUX Sont des solides présentant des formes géométriques régulières limitées par des faces brillantes et planes. Des 1664, Hooke avait suggère que la régularité de leur forme externe pouvait être liée a un ordre interne,

La science des cristaux naquit véritablement en 1669 avec le danois Nicolas Stenon (Niels Stensen) qui publia 1'ouvrage *Des corps solides, emprisonnes par la nature en d'autres corps solides*. Jusqu'alors, on considerait que le quartz, ou cristal de roche, provenait du « feu du ciel ou de la glace ».

Potentiel d'ionisation

C'est l'énergie nécessaire pour expulser un électron d'un atome. On définit un potentiel I_1 de première ionisation correspondant à l'expulsion d'un électron. De même, I_2 , potentiel de deuxième ionisation, est l'énergie nécessaire pour expulser un deuxième électron. Les potentiels suivants sont liés aux départs successifs des autres électrons. Les énergies sont alors de plus en plus élevées.

