MDEP

PRÉPA PORTAIL SANTÉ MARSEILLE

ÉDITION 2024

Cahier de Vacances

PASS RÉUSSIR SON ANNÉE

MDEP, 48 Rue du Berceau 13005 Marseille | Tel : 06 63 15 28 46 • 06 66 83 45 84

MDEP

PRÉPA PORTAIL SANTÉ MARSEILLE

LUNDI 12 AOUT 2024

CLASSIFICATION PÉRIODIQUE

Lundi 12 AOUT 2024 : UE1 Cours 1
Classification périodique

I - Les constituants de la matière :

→ **Les cristaux et molécules**
- Dimensions variables ;
- Énergie dissociation = 1 eV
- Formés d'atomes.

→ **Les atomes**
- 10^{-10}m
- Énergie dissociation = 10 à 10^4 eV
- Formés d'un noyau et d'un cortège électronique.

→ **Les noyaux**
- 10^{-15}m
- Énergie dissociation = 10^6 eV
- Formés de nucléons : protons et neutrons.

Il existe deux grandes classes de particules élémentaires: les **fermions** et les bosons. Les fermions sont les particules à spin demi-entier (c'est-à-dire multiple de 1/2): l'électron, le muon, le neutrino et les quarks sont des fermions.
Les progrès théoriques dans les années 1960 amenèrent les physiciens à la conclusion que protons et neutrons étaient en fait des systèmes complexes possédant une structure interne et constitués de particules plus élémentaires qu'ils baptisèrent les quarks.
Ces travaux montrèrent qu'il devait exister six types de quarks qui furent appelés up, down, strange, charm, top et bottom.
Quarks : Ils sont sensibles à **toutes** les interactions et ils ont une masse. 6 types différents avec des fractions de charge électronique élémentaire). Les quarks ne sont pas isolables.

Down	Up	Strange	Charm	Bottom	Top
-1/3	2/3	-1/3	2/3	-1/3	2/3

1 eV = 1,602 10^{-19} J.

→ **Les hadrons**
Dans des conditions ordinaires, les quarks n'existent pas à l'état isolé, on ne les trouve qu'associés en petits groupes appelés hadrons. De façon générale, les baryons et les mésons, sont collectivement désignés sous le nom de hadrons.

- 10^{-15}m
- Énergie dissociation = 10^9 eV,

↳ ***Baryons***
Trois quarks peuvent se regrouper pour former ce que l'on appelle un baryon
(formés de 3 quarks) : proton, neutron…
Nom générique qui est donné à toutes les particules ayant une masse égale ou supérieure à celle du proton et des neutrons

↳ ***Mésons*** (formés de 2 quarks : un quark et un antiquark), ils sont sensibles aux interactions **fortes**.

En plus des quarks, on trouve une deuxième catégorie de particules élémentaires : **les leptons.** Les deux exemples les plus connus sont l'électron et le neutrino.
Les leptons ont une masse et ne sont pas sensibles aux interactions **fortes** mais sont sensibles aux **faibles** et aux interactions **électromagnétiques.**

L'énergie de dissociation est l'énergie nécessaire pour rompre ces constituants. Elle est d'autant plus importante que les dimensions de la matière sont petites.

Les différentes interactions vont agir par l'intermédiaire de particules (graviton, photon…)

INTERACTIONS (gravitationnelle= mécanique Newtonienne)

	Gravitationnelle	**Electromagnétique**	**Nucléaire faible**	**Nucléaire forte**
Particule/vecteur	Graviton	Photon	Boson	Gluon
Agit sur	Toutes particules	Particules chargées	e^-,p, n	Quarks…
Portée	Infinie	Infinies	$<10^{-15}$ m	$<10^{-15}$ m
Importance relative	10^{-40}	10^{-2}	10^{-5}	1

L'interaction nucléaire forte permet la cohésion des quarks entre eux pour former des hadrons et sont les forces attractives qui s'opposent à la répulsion électrostatique.

II - La structure de l'atome :

→ L'atome est formé d'une partie centrale, le noyau, entouré d'une partie périphérique constituée d'électrons
→ L'ensemble, supposé sphérique, a un rayon de $\mathbf{10^{-10}m}$
→ Le noyau est constitué de nucléons :
- Les protons, porteurs d'une charge positive
- Les neutrons, sans charge

→ Le noyau est entouré d'un nuage d'électrons dont la charge est égale, mais de signe opposé, à celle des protons.

Le nombre de protons caractérise un élément chimique.
Le nombre de neutrons caractérise l'isotope d'un élément chimique.
Les niveaux quantifiés d'énergie des électrons sont caractéristiques de l'atome considéré.

a) **Le noyau de l'atome :**

→ Les nucléons sont reliés entre eux par des liaisons très **fortes**, et occupent un volume extrêmement petit.

→ Le rayon du noyau est **100.000** fois plus petit que celui de l'atome.

→ L'essentiel de la masse de l'atome est concentré dans le noyau (donc aussi l'énergie).

→ La masse du proton, pratiquement égale à celle du neutron, est égale à une unité de masse atomique (UMA)

UMA = correspondant au 12e de la masse d'un atome de carbone (constitué de 12 nucléons) tous les systèmes de masse sont basés sur le carbone. UMA = 1/12. M_C

Le noyau d'un atome est représenté par :

$^{A}_{Z}X$ ↳ X est le symbole chimique de l'élément,

↳ A est le nombre total de nucléons (protons + neutrons) appelé **nombre de masse.**

A - Z = Nombre de neutrons. A varie de 1 à 238.

↳ Z est le nombre de protons. Z varie de 1 à 92. (A=238 et Z=92 : Uranium)

Z est le nombre atomique ou numéro atomique, il correspond au nombre de charges électriques positives contenues dans le noyau.

Un exemple : le noyau de l'aluminium naturel de symbole chimique Al. $^{27}_{13}Al$

Il contient 27 nucléons : 14 neutrons + 13 protons soit 13 charges positives.

Sa charge totale est + Ze avec Z ici = 13 et e étant la charge électrique élémentaire.

Éléments – Isotopes :

→ Un élément chimique est défini par le nombre Z de protons que contient son noyau. Chacun de ces éléments, ayant des propriétés chimiques bien définies, remplis l'une des cases de la classification périodique de Mendeleïev.

→ Un même élément chimique peut être constitué de noyaux qui diffèrent entre eux par le nombre de neutrons : **on dit qu'il s'agit d'isotopes.**

→ Ainsi l'hydrogène naturel est constitué de 3 isotopes : *l'hydrogène* (ou *protium*), le *deutérium* et le *tritium*.

$^{1}_{1}H$ Hydrogène (ou protium) STABLE	$^{2}_{1}H$ Deutérium STABLE	$^{3}_{1}H$ Tritium RADIOACTIF

b) **Les électrons :**

→ Le noyau est entouré d'un nuage électronique constitué des particules élémentaires, les électrons, dont la charge e est égale et de signe opposé à celle du proton

→ Le nombre d'électrons présents dans l'atome, égal au nombre Z de protons du noyau, assure la neutralité électrique de l'atome.

→ La masse de l'électron est environ **1.800 fois** plus faible que celle du proton

→ Les électrons sont maintenus autour du noyau par des forces de liaisons électrostatiques

→ Les électrons possèdent chacun un niveau d'énergie précis, caractéristique de l'atome considéré

c) **<u>Énergie présente dans les atomes :</u>**

→ En physique nucléaire, l'unité courant d'énergie est l'électron-volt (eV)
⇨ c'est l'énergie cinétique d'un électron accéléré par un potentiel de 1 volt

→ $E = mc^2$, on peut écrire : $\Delta E = \Delta Mc^2$ (c= 299 792 458 $m.s^{-1}$: vitesse de la lumière dans le vide).
- Correspondance entre masse (m) et énergie E, où c'est la vitesse de la lumière
- La disparition d'une masse m correspond à la libération d'une énergie E

Energie présente dans les noyaux :
→ L'énergie présente dans le noyau des atomes est considérable
→ Si toute la masse d'un proton était convertie en énergie, 931 millions d'électrons-volts seraient libérés (**931 MeV)**
→ L'énergie liant entre eux les nucléons au sein des noyaux varient suivant les atomes de **1 MeV** à **8,5 MeV**.

Energie des électrons :
→ Les énergies présentes dans le cortège électronique des atomes sont nettement plus faibles
→ L'équivalent en énergie de la masse d'un électron au repos est de **0,51 MeV**
→ Les électrons négatifs sont liés au noyau positif de l'atome par des forces de liaison électrostatique de faible énergie
→ Dans le cortège électronique, chaque électron se trouve à un niveau d'énergie précis, et seuls certains niveaux d'énergie sont possibles (constante de Planck).

→ Ces énergies varient :
- de quelques eV pour les liaisons les plus faibles (électrons les plus périphériques)
- à une centaine de kilo-électrons-volts- pour les plus fortes (électrons les plus internes des atomes les plus lourds)

→ Lors d'une transition électronique d'un niveau énergétique donnée à un autre moins élevé, l'énergie libérée varie de quelques eV à une centaine de kilo-eV selon les atomes
→ Cette énergie ainsi libérée peut se retrouver sous forme d'énergie radiative : un rayonnement est alors émis sous forme d'un photon dont l'énergie $h.\nu$ est égale à l'énergie perdue par l'atome
- Avec h la constante de Planck ($h=6{,}626.10^{-34}$ J.s) et ν fréquence en hertz.

→ L'électron est aussi une onde électromagnétique qui a complété le modèle quantique de Bohr.

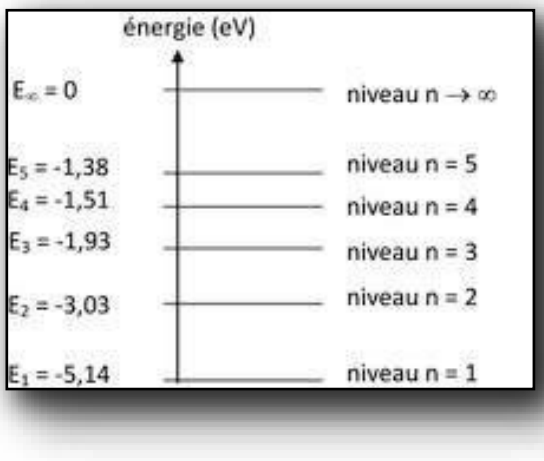
III - Structure électronique et classification périodique

1. Structure électronique

Le modèle de l'atome d'H proposé par Niels Bohr en 1913 n'a pas pu être généralisé aux atomes poly-électroniques, montrant les limites de la physique **classique**.

→ Aux notions de trajectoire de position d'une particule, la physique **quantique** substitue une description non déterministe :

- Seule la probabilité de présence d'un électron dans une région de l'espace peut être calculée.
- Cette probabilité de présence est liée à la notion de niveau d'énergie.



2. Niveaux d'énergie de l'atome d'H

→ L'énergie de l'atome d'H est quantifiée, et dépend d'un nombre quantique n, entier strictement positif (n = 1, 2, 3 …) :

$E_n = -\frac{E_{1,H}}{n^2}$ avec E1, H = 13,6 Ev (1Ev= 1,602.10^-19 J).

→ L'état de plus basse énergie, associée à la valeur n = 1, est l'état fondamental de l'atome d'H.
→ Les états d'énergie supérieure, tels que n > 1, sont des états excités.
→ Ce n'est parce qu'il n'y a pas d'électrons sur un niveau d'énergie que le niveau d'énergie n'existe pas.

3. Spectre d'émission de l'atome d'H

Quand l'électron de l'atome d'H est placé dans un état excité, sous l'action d'une onde électromagnétique le retour à l'état fondamental s'accompagne de l'émission d'un rayonnement.

→ L'analyse de ce rayonnement constitue le spectre d'émission de l'atome d'H ; il est composé d'une série de raies.

→ Une transition d'un niveau d'énergie E_p vers un niveau d'énergie E_n (avec p > n) s'accompagne de l'émission d'un photon d'énergie :

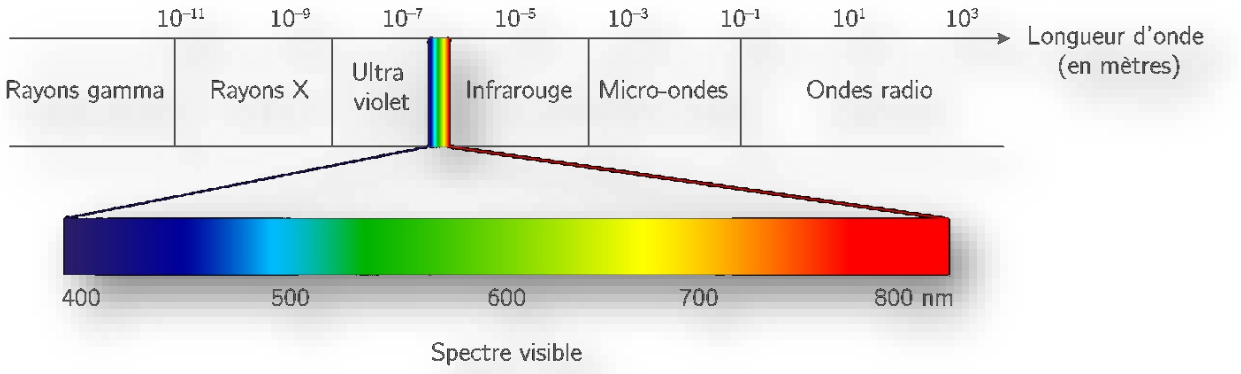
$h.\nu = \frac{h.c}{\lambda} = Ep - En$: Relation de Planck-Einstein

E en joules, λ en m, v fréquence de lambda en Hertz, h : constante de Planck 6,626x10^ 34 J.s, c vitesse de la lumière dans le vide (c=299 792 458 m.s)

$\frac{1}{\lambda} = RH\left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2}\right)$

Cette formule permet de déterminer le spectre complet de la lumière émise lors du rayonnement par le passage d'une niveau excité n à un niveau d'état n-1 d'un atome.

Avec RH = $\frac{E1,h}{h.c}$ 1,0957.107 m-1 (constante de Rydberg).



4. Niveaux d'énergie d'un atome poly-électronique :

L'état d'un électron d'un atome est décrit par 4 nombres quantiques :

1. Nombre quantique principal n (entier strictement positif n = 1, 2…, +∞)
   - La valeur de n caractérise une **couche** électronique.

2. Nombre quantique secondaire l (entier positif l = 0, 1, 2…, n-1) :
   - A chaque valeur de l'est associé une lettre : s pour l = 0, p pour l = 1, d pour l = 2, f pour l = 3…
   - Un couple (n, l) caractérise une **sous-couche** électronique.

3. Nombre quantique magnétique (orbital) m_l (entier relatif tel que $-l \leq m_l \leq +l$) :
   - Un triplet (n, l, m) caractérise une **orbitale** atomique.

4. Nombre quantique magnétique de spin m_s, avec $m_s = + ½$ ou $m_s = - ½$
   - Un quadruplet (n, l, m_l, m_s) caractérise **l'état quantique** d'un électron.

5. Niveaux d'énergie d'un atome poly-électronique

→ L'énergie d'un atome est quantifiée : l'énergie d'un niveau électronique dépend des deux nombres quantiques n et l.
→ L'énergie des niveaux électroniques croit avec la somme (n+l).
→ Pour deux valeurs égales de (n+l), l'énergie croit avec n.

	l = 0	**l = 1**	**l =2**	**l = 3**	**l =4**
n =1	1s				
n = 2	2s	2p			
n = 3	3s	3p	3d		
n = 4	4s	4p	4d	4f	
n = 5	5s	5p	5d	5f	5g

(Tableau pour trouver la configuration électronique d'un atome. Orbitale d dite dégénérée.)

→ Pour une valeur l donnée, m peut prendre (2l + 1) valeurs :
Une sous couche est donc associée à (2l+1) orbitales atomiques de même énergie : ces orbitales atomiques sont dites dégénérées.

6. Configuration électronique fondamentale d'un atome (ou d'un ion)

→ **Principe de Pauli :** Dans un atome ou ion, 2 électrons ne peuvent posséder simultanément les mêmes nombres quantiques (n, l, m_l, m_s).

Conséquences :
Une orbitale atomique contient au maximum 2 électrons, de nombres quantiques de spins opposés.
Deux électrons occupant une même orbitale atomique sont dits appariés.

→ **Règles de remplissage :**

Règle de Klechkowski : la configuration électronique d'un atome dans l'état fondamental est obtenue en remplissant les niveaux d'énergie par ordre croissant d'énergie. La 4s se remplit avant la couche 3d mais en cas d'oxydation les électrons de la 4s vont partir avant ceux de la 3d.
Donc, selon les valeurs croissantes de (n+l) et en cas d'égalité, selon les valeurs croissantes de n.

Règle de Hund : lorsque des électrons sont dans des orbitales atomiques dégénérées appartenant à une même sous-couche, la configuration la plus stable est celle qui correspond au nombre quantique magnétique total de spin (M_s, somme des m_s de tous les électrons de l'atome) maximal.
Cette règle est obtenue en plaçant dans la sous-couche le maximum d'électrons de même nombre quantique magnétique de spin ms : + ½

7. Conséquences sur les propriétés des atomes

→ **Propriétés chimiques :**
↳ Les électrons de valences sont les électrons de la couche périphérique (de nombre quantique principal n le plus élevé), et les électrons situés dans des sous-couches en cours de remplissage
- Ce sont les électrons les plus faiblement liés au noyau.
- Ce sont eux qui sont arrachés lors de l'ionisation de l'atome ; ils participent par ailleurs à l'établissement des liaisons et réactions chimiques d'un atome.

↳ Les autres électrons constituent les électrons de cœur ; ils sont fortement liés au noyau.
↳ Plus l'électron est dans un niveau d'énergie bas plus il est proche du noyau, plus il est stable moins il aura tendance à participer à la réaction chimique.

→ **Propriétés magnétiques.**
↳ Un atome ou un ion est diamagnétique ($M_s = 0$) si tous ses électrons sont appariés (spin total=0)
↳ Il est paramagnétique ($M_s \neq 0$) s'il possède au moins un électron non apparié (spin total diffèrent de 0).

8. Structure de la classification périodique :

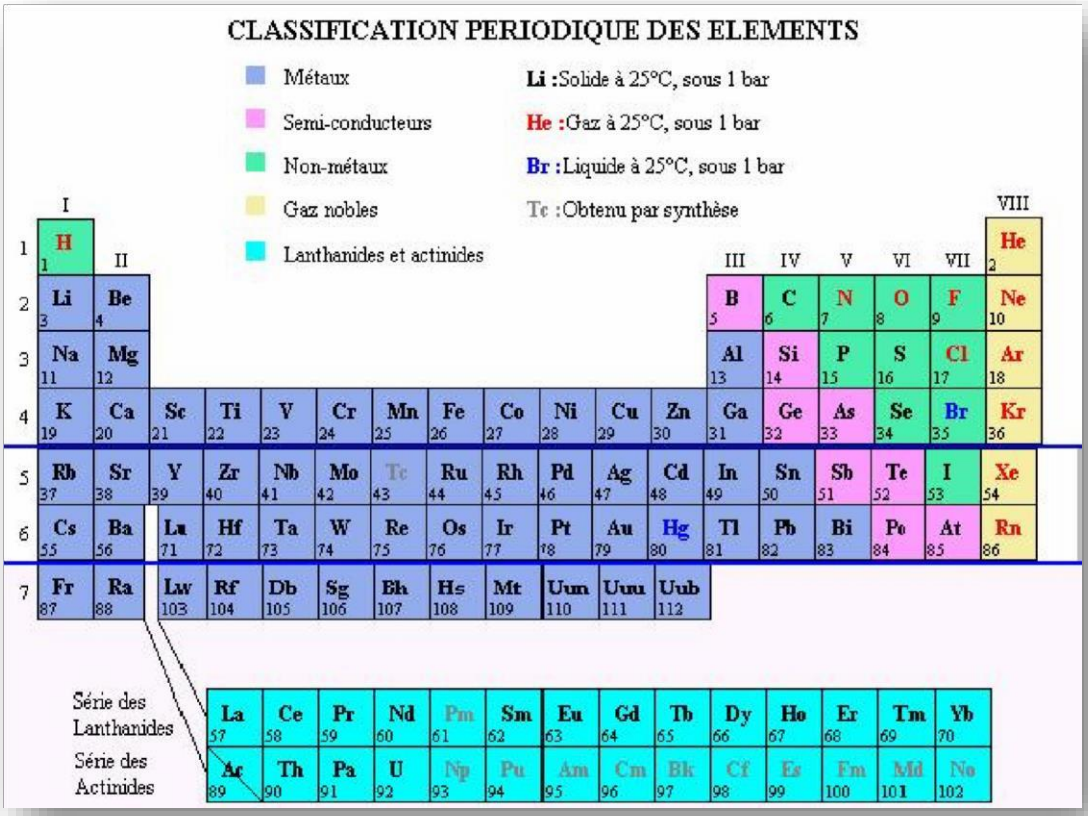
→ Les éléments sont classés dans l'ordre croissant de leur numéro atomique Z
→ La structure de la classification périodique traduit le remplissage progressif des sous-couches électroniques d'un atome : chaque nouvelle période (ligne) correspond au remplissage d'une nouvelle couche électronique (caractérisée par la valeur de n)

→ La classification périodique présent une structure en blocs :
- Le bloc s : colonne 1 et 2, correspondant au remplissage des sous-couches s
- Le bloc d : colonne 3 à 12, correspondant au remplissage des sous-couches d
- Le bloc p : colonne 13 à 18, correspondant au remplissage des sous-couches p

→ Les éléments d'une même colonne possèdent une même structure électronique de valence, et constituent une famille (ou un groupe) d'éléments ; ils ont des propriétés chimiques voisines :
↳ Les éléments de la première colonne (excepté H) constituent la famille des alcalins.
↳ Les éléments de la deuxième colonne constituent la famille des alcalino-terreux.
↳ Les éléments de la 17ème colonne constituent la famille des halogènes.
↳ Les éléments de la 18ème colonne constituent la famille des gaz rares ou nobles.
↳ Les éléments du 21 au 30 : les métaux de transition.

→ Les éléments de transition sont des éléments pour lesquels un atome ou un ion possède une sous-couche d en cours de remplissage.

→ Tous les éléments d'une même colonne ont des comportements chimiques similaires (à l'exception de l'hydrogène). Les éléments sont classés par Z croissant il est donc normal que tous les éléments possèdent des réactivités similaires.


CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS
Métaux
Semi-conducteurs
Non-métaux
Gaz nobles
Lanthanides et actinides
Li :Solide à 25°C, sous 1 bar
He :Gaz à 25°C, sous 1 bar
Br :Liquide à 25°C, sous 1 bar
Tc :Obtenu par synthèse
Série des Lanthanides
Série des Actinides

MDEP
PRÉPA PORTAIL SANTÉ MARSEILLE

MARDI 13 AOUT 2024

FICHE SUR LES BASES D'ANATOMIES ET MEMBRES SUPÉRIEURS

Mardi 13 AOUT 2024 : UE5 FICHE SUR LES BASES ANATOMIES ET SUR LES MEMBRES SUPERIEURS.

I/ Bases anatomiques

1) Définition de l'anatomie :

- Anatomie=science des structures NORMALES du corps
- Différentes anatomies : macro/microscopique, descriptives, régionale, générale....

2) Organisation générale du corps humain :

- Cellule=Unité morphologique, structurale et fonctionnelle du corps → Tout part de la cellule
- Les cellules s'assemblent ensuite pour former des tissus qui formeront des organes puis des systèmes et enfin des appareils : **cellule → tissu → organe → système → appareil**
- Exemple : cellules osseuses → Tissu osseux → Os → Système osseux

3) Fonctions des systèmes et appareils :

• L'homme doit se maintenir en vie, s'adapter à son environnement dans lequel il se déplace en utilisant les organes sensoriels, et se reproduire

1. La vie végétative : vie du corps proprement dite, ce qu'on ne contrôle pas, assurée par un système de commande et de régulation.
2. La vie de relation : vie du corps en relation avec son environnement
3. La reproduction : assurée par les appareils génitaux masculin et féminin.
4. L'appareil tégumentaire : formé par l'ensemble des tissus qui enveloppent le corps et le protègent du milieu extérieur. Il comprend la peau et ses téguments.
5. Les organes sensoriels : Ils permettent le recueil des informations pour la vie de relation. Ils comprennent : l'organe de l'olfaction, l'organe du tact, l'organe du gout, l'organe de l'audition et l'organe de la vision.

4) La description anatomique :

- **Le langage anatomique** emploie un certain nombre de termes adaptés à la description anatomique des organes, des systèmes, des appareils et des régions.
- **La position conventionnelle en anatomie** : c'est la position de référence. Il s'agit d'un sujet debout, les membres thoraciques pendant le long du corps, les paumes des mains orientés vers l'avant, les pieds joints et parallèles et le regard fixé sur l'horizon.
- **Plans de référence** :

- *Le plan sagittal médian* est un plan vertical antéro-postérieur divisant le corps en 2 parties droite et gauche sensiblement égales. Tout plan parallèle est appelé plan sagittal paramédian.
- *Le plan frontal* est un plan vertical, perpendiculaire aux plans sagittaux divisant le corps en 2 parties antérieure et postérieure.
- *Le plan horizontal ou transversal*, est un plan perpendiculaire aux plans sagittal et frontal divisant le corps en deux parties supérieure et inférieure.

- **Axes de référence :**
- Axe du corps : formé par l'intersection des plan sagittal et coronal, vertical.
- Axe de la main : passe par le 3e doigt.
- Axe du pied : passe par le 2e orteil.

5) Les grandes divisions du corps humain :

- Le corps humain comprend la tête, le cou, le tronc et les membres
- **La tête :** Elle comprend le crâne et la face appendue à la partie antéro-inférieure du crâne.
- Le squelette du crâne (calvaria et base) limite une cavité crânienne contenant l'encéphale.
- La face présente des cavités importantes : les deux orbites, la cavité nasale et la cavité orale.
- **Le cou** : centré par la colonne vertébrale, il comporte :
- Des régions de passage antérieure et latérale pour l'axe aéro-digestif et les gros vaisseaux
- Une région musculaire postérieure : la nuque
- **Le tronc** : il est divisé en deux parties par le diaphragme :
- La cavité thoracique qui se divise en une région médiane : le médiastin et deux régions latérales : les fosses pleuropulmonaires.
- La cavité abdomino-pelvienne séparé en deux parties par un plan virtuel : au- dessus de ce plan se trouve la cavité abdominale qui comprend les organes digestifs enveloppés par le péritoine et au-dessous se trouve la cavité pelvienne qui comprend les organes génitaux.
- **Les membres :**
- Membres thoraciques : épaule, bras coude, avant-bras, poignet, main.
- Membres pelviens : hanche, cuisse, genou, jambe, cheville, pied.

II/ Appareil locomoteur

1) Le squelette :

- **Définition :** Le squelette est formé par les os, organes vivants, blanchâtres et durs.
- **Fonction :** rôle de soutien, de protection, de réserve minérale et formation des cellules sanguines (moelle osseuse).
- **Description :** Il est composé d'un ensemble axial sur lequel viennent s'articuler les autres os du thorax, ceux de la tête et ceux des membres thoraciques et pelvien.
- La colonne vertébrale constituée par une partie mobile comprenant 24 vertèbres : 7 vertèbres cervicales, 12 vertèbres thoraciques, 5 vertèbres lombaires et une partie fixe comprenant 2 os : le sacrum formé de 5 vertèbres soudées et le coccyx formé de 4 vertèbres coccygiennes soudées.

- Le squelette de la tête qui comprend les os formant le crâne : l'os frontal, l'os ethmoïde, l'os sphénoïde, l'os occipital, l'os temporal (x2) et l'os pariétal (x2) et les os formant la face : 13 os constituent le massif facial, retenir surtout lamandibule et l'os maxillaire
- Le squelette du thorax : 12 vertèbres thoraciques, 12 paires de côtes et 1 osmédian et ventral : le sternum
- Le squelette du membre thoracique comprend : *la ceinture scapulaire* formée de 2 os : la clavicule en avant et la scapula en arrière, *l'os du bras* : l'humérus, *les 2 os de l'avant-bras* : le radius en dehors et l'ulna en dedans et *le squelette des doigts :* 8 os qui forment le carpe disposé en 2 rangées, les 5 os de lapaume de la main qui forment le métacarpe et les phalanges.

- Le squelette du membre pelvien comprend : *la ceinture pelvienne* formée d'un seul : l'os coxal, l'os de la cuisse : le fémur avec à sa partie distale la patella, *les 2 os de la jambe* : le tibia en dedans et la fibula en dehors et *le squelette du pied* qui comprend les 7 os du tarse, le métatarse et le squelettedes orteils.
- En plus : le squelette comprend l'os hyoïde et les osselets de l'oreille moyenne
- AU TOTAL= 206 os

- **Classification des os :** on distingue 3 grands groupes d'os :

- Os long : formé d'une diaphyse et de deux épiphyses
- Os plat
- Os court

2) Les articulations :

- **Définition :** on nomme articulation l'ensemble des éléments qui unissent des pièces osseuses ou cartilagineuse voisines.
- Le terme articulation n'implique pas obligatoirement l'idée de mouvement, certaines articulations ne permettent pas le mouvement
- **Classification moderne des articulations :** elle repose sur la qualité des structures articulaires :
- Articulations fibreuses
- Articulations cartilagineuses
- Articulations synoviales : articulations les plus élaborées de l'organisme, celles qui autorisent les mouvements les plus étendus.

3) Les muscles :

- **Définition :** Un muscle est un organe possédant la propriété de se contracter (cad de se raccourcir) sous l'effet d'un stimulus.
- **On distingue 3 types de muscles :**
- Les muscles squelettiques : muscles striés, sous l'influence de la volonté.
- Les muscles lisses : muscles des viscères, des vaisseaux et de la peau, échappant à l'action de la volonté.
- Le muscle cardiaque : muscle strié indépendant de la volonté.

III/ Squelette du membre thoracique

1) La clavicule

- Os bilatéral et allongé
- Elle est situé en regard de la partie antéro-supérieure du squelette thoracique.
- Arc – boutant tendu entre le manubrium sternal en dedans et la scapula en arrière.
- Elle constitue un repère anatomo-clinique.
- Dirigée obliquement en haut, en dehors et en arrière
- Contournée en S italique, elle présente une courbure médiale convexe en avant et une courbure latérale concave en avant.

2) La scapula

- Os plat, bilatéral, mince et triangulaire
- Elle est plaquée à la face postéro-supérieure du squelette thoracique.
- Elle s'étend de la deuxième à la huitième côte.
- Elle est disposée dans un plan oblique en avant et en dehors
- Sa face postérieure est divisée en deux parties par l'épine scapulaire.
- Sa face antérieure est concave en avant.
- Son angle latéral porte la cavité glénoidale permettant l'articulation avec la tete de l'humérus.

3) L'humérus

- C'est l'os unique du bras.
- Os long et bilatéral, il présente une diaphyse et deux épiphyses.
- La face antéro-latérale de sa diaphyse présente la tubérosité deltoïdienne sur laquelle s'insère le **muscle deltoïde**.
- La face postérieure de sa diaphyse présente le sillon du nerf radial
- L'épiphyse proximale présente 3 saillies, l'une articulaire : la tête humérale et les deux autres non articulaires les tubercules majeur et mineur.
- L'épiphyse distale présente une portion articulaire composée de la trochlée permettant l'articulation avec l'ulna, du capitulum et de la zone capitulo-trochlénne qui permettent l'articulation avec le radius et deux saillies latérales non articulaires appelées épicondyles.

4) Le radius

- Os long et bilatéral, il présente une diaphyse et deux épiphyses.
- C'est le plus latéral des 2 os de l'avant-bras
- Plus court que l'ulna.
- Il est parallèle à l'ulna en position de supination et le recouvre par en avant lors du mouvement de pronation.
- Sa diaphyse présente la courbure pronatrice permettant l'insertion du muscle rond pronateur.
- L'épiphyse proximale comprend la tête, le col et la tubérosité du radius.
- L'épiphyse distale se prolonge en bas et en dehors par un processus styloïde.

5) L'ulna

- Os long et bilatéral, il présente une diaphyse et deux épiphyses.
- Os médial de l'avant-bras.
- La diaphyse présente deux courbures.
- L'épiphyse proximal est constituée de deux processus, l'un postérieur et vertical : l'olécrane et l'autre postérieur et horizontal : le processus coronoïde. Ces deux processus forment une cavité articulaire en forme de crochet appelée l'incisure trochléaire.
- L'épiphyse distale présente deux saillies, la tete de l'ulna et le processus styloïde.

6) Le squelette de la main

- Il présente trois ensembles : le carpe, le métacarpe et les phalanges.
- Le carpe est un massif osseux concave en avant formé par l'assemblage de huit os disposés en deux rangées, l'une proximale et l'autre distale (je vous épargne du nom des 8 os mais il faudra bien les apprendre !!)
- Le métacarpe, squelette de la paume de la main, est représenté par les cinq métacarpiens
- Les phalanges forment les segments osseux des doigts. Chaque doit en comporte trois sauf le pouce qui n'en a que deux.

MDEP
PRÉPA PORTAIL SANTÉ MARSEILLE

MERCREDI 14 AOUT 2024

EXTRAIT DU COURS ÉTAT LIQUIDE, SOLIDE ET GAZEUX

Mercredi 14 AOUT 2024 : UE3 Extrait du cours état liquide, solide et gazeux

A. **Généralités**

1) Le gaz n'a pas de volume défini :

Il occupe toujours la totalité du volume offert. Il est donc expansible à l'infini et spontané. Il est donc nécessaire de définir les conditions d'étude : température et pression

On peut dire qu'une masse donnée d'un gaz occupant un **volume** donné à une **température** a une **pression** bien déterminée.

2) A l 'échelle microscopique :

La pression est une grandeur physique définie en tous points d'un fluide (gaz ou liquide), elle reflète la poussée exercée par ce dernier :

- Entre ses propres particules
- Sur les parois du récipient
- Sur la surface d'un corps immergé

Soit un gaz exerçant une force pressante de valeur F sur une portion de paroi d'aire S. La pression exercée par le gaz est alors définie par le rapport :

$\boxed{P = \frac{F}{S}}$ **en N.m-²** dans le SI ou **en Pascal dans le système MKSA** avec 1 Pa = 1 N.m-². Ici on se réfère à 1 volume d'étude donné, et pas à un volume de molécule.

3) Pression dans un liquide :

Un liquide est constitué de molécules (ou d'atome pour les métaux fondus) qui ne s'agitent pas autant que les molécules de gaz mais sont tout de même animées d'un mouvement désordonné de glissement et aussi de vibrations qui permettent également de d'exercer des forces pressantes.

La pression dans un liquide dépend de la profondeur considérée, plus cette dernière est grande et plus la pression augmente. Ainsi des plongeurs doivent supporter des pressions croissantes au cours de leur descente.

4) Les unités de pression

Historiquement, il existe de nombreuses unités pour quantifier la pression. La plupart du temps, il s'agit d'une unité de force par une unité de surface, en lien avec la définition.

P = h.ρ.g en mmHg

avec H : hauteur de liquide de 760 mm de Hg a 0°C

C'est le système des hauteurs de colonne de liquide (mercure, Hg) ou des Atmosphère

Correspondance des unités : 1atm = 1,013. 10^5 Pa = 1,013. 10^5 $N.m^{-2}$

B. **Gaz parfaits**

Approximation des gaz parfaits à l'échelle microscopique :

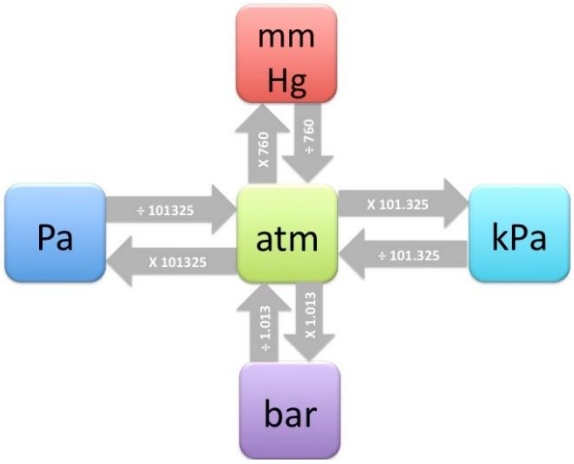
Le gaz parfait est un modèle simplifié des gaz. Ce modèle est construit sur les deux hypothèses suivantes :
Les molécules sont considérées comme des points matériels. C'est-à-dire que l'on néglige leur volume propre devant le volume occupé par le gaz.
On néglige toutes les interactions entre les molécules à l'exception des interactions qui ont lieu lors des chocs entre ces molécules.

Gaz parfait : molécules, faiblement concentrées (pression faible), ont des volumes faibles par rapport au volume offert (molécules "ponctuelles", sans interaction entre elles)
E_{ROT} et E_{VIB} sont négligeables devant E_{TRANS}
Donc à l'échelle microscopique :

- **Pas d'interaction entre les molécules**
- **Volume des molécules négligeable**

GAZ PARFAITS
FAIBLE PRESSION
VOLUME GRAND
GRANDE DISTANCE ENTRE LES MOLECULES
INTERACTIONS ENTRE LES MOLECULES NEGLIGEABLES
MOLECULES PONCTUELLES
VOLUME PROPRE NEGLIGEABLE DEVANT LE VOLUME OCCUPE
PV=nRT, W=-PV, exemple : piston R s'exprime en J.$mol^{-1}.K^{-1}$ n s'exprime en mol V s'exprime en m^3
LES GAZ REELS SE COMPORTENT COMME DES GAZ PARFAITS DANS LES CONDITIONS USUELLES

L'état macroscopique d'un gaz peut être décrit par **quatre grandeurs physiques** : le volume **V** du gaz, sa pression **P**, sa température **T** et la quantité de matière **n** qu'il représente.
ces quatre grandeurs macroscopiques sont **reliées entre elles**.



Selon une approche plus macroscopique, on qualifie de gaz parfait un gaz qui vérifie simultanément la loi de Boyle-Mariotte, la loi d'Avogadro, la loi de Charles, la loi de Gay-Lussac, et enfin la loi de Dalton.

LOI	CONSTANTE	EXPRESSION
BOYLE MARIOTTE	**Température**	**PV=constante quand P est faible**
AVOGADRO	**Température et pression**	**Dans les mêmes conditions de température et de pression, il y a toujours le même nombre de molécules dans des volumes égaux de gaz différents Application : Volume molaire**
CHARLES	**Pression**	**V= cte * T A pression constante, le volume occupé par une quantité de gaz est proportionnel à T V est proportionnel à T**
GAY-LUSSAC	**Volume**	**$\frac{P}{T}$ = constante ou P= constante * T Permet de calculer le gain ou la perte de pression d'un gaz dans un volume donné en fonction de la température P est proportionnelle à T**
DALTON	**Température**	**La pression d'un mélange gazeux est égale à la somme des pressions partielles de ses composants**

1) Équation d'état des gaz parfaits :

Il existe une loi des gaz parfaits qui s'écrit sous la forme PV = nRT, où P est la pression d'un gaz (en pascals), V le volume occupé par le gaz (en m3), n la quantité de matière (en moles), R la constante universelle des gaz parfaits (8,3144621 J/K/mol), et T est la température (en kelvins).

La plupart des gaz (et des mélanges de gaz) se comportent comme des gaz parfaits aux faibles pressions. Ce comportement des gaz aux faibles pressions peut s'expliquer en considérant qu'à température constante, plus le volume occupé par une quantité de matière de gaz donnée augmente plus la pression de ce gaz diminue. Il s'ensuit deux conséquences. Aux faibles pressions :

- Les distances entre les molécules du gaz devenant très grandes, les interactions entre ces molécules deviennent quasi négligeables.
- Le volume de chaque molécule (volume propre des molécules) devient négligeable devant le volume occupé par le gaz. Les molécules peuvent alors être considérées comme quasi ponctuelles.

Il s'agit précisément des hypothèses faites pour construire le modèle du gaz parfait.

En résumé, l'intérêt de définir un gaz parfait (qui n'existe pas) réside dans les faits que son comportement est particulièrement simple à étudier à l'aide de l'équation d'état P.V=n.R.T,

Les gaz réels se comportent comme des gaz parfaits dans les conditions usuelles. C'est-à-dire que leurs variables d'état vérifient l'équation d'état des gaz parfaits.

2) Travail

P.V traduit un travail qui peut être récupéré : **W= - P.V** (travail forcément négatif)

Ex : le piston de chantilly

3) Volume molaire *:* $\boxed{Vm = \frac{M}{p}}$

Avec M la masse molaire en g.mol $^{-1}$ et ρ la masse volumique en g. m^{-3}

Soit la **loi d'Avogadro** : Deux volumes égaux de gaz différents se trouvant dans les mêmes conditions de température et de pression contiennent la même quantité de gaz.

A T=0°C et P= 1 atm, on a Vm = 22, 414 L. mol $^{-1}$

C. **<u>Gaz réels :</u>**

Il s'agit du cadre où l'on ne peut plus considérer le gaz étudié comme parfait

1) <u>Équation d'état des gaz réels :</u>

Il existe de l'espace libre entre les molécules : le volume est donc inférieur à celui des gaz parfaits, tandis que la pression réelle est supérieure.

$$\boxed{(P + \frac{an^2}{V^2}).(V - nb) = nRT}$$

Avec a et b constantes caractéristiques de chaque gaz (b est le covolume soit le volume propre des molécules

2) <u>Conditions d'application :</u>

- Faible masse molaire, molécule apolaire et faible polarisabilité
- Grand volume offert au gaz et pression faible
- Température éloignée de température de condensation

GAZ REELS
PRESSION REELLE EST SUPERIEURE
VOLUME LIBRE INFÉRIEUR A CELUI DES GAZ PARFAITS
INTERACTIONS ENTRE LES MOLECULES
MOLECULES ONT UN CERTAIN VOLUME

$$(P + \frac{an^2}{V^2}).(V - nb) = nRT$$

Un gaz réel, en physique, qualifie un gaz qui se trouve dans une condition qui n'est plus décrite de façon satisfaisante par le modèle du gaz parfait. Pour décrire correctement le comportement du gaz réel, il est nécessaire de rajouter des termes correctifs au modèle du gaz parfait, afin de tenir compte par exemple des interactions entre particules ou encore du volume non négligeable des molécules.

Conditions d'application pour être considéré comme un gaz parfait

- Faible masse molaire
- Molécules apolaires et faible polarisation
- Grand volume offert
- Pression faible
- Température éloignée de la température de condensation

$$(P + \frac{an^2}{V^2}).(V - nb) = nRT$$

$$P + \frac{an^2}{V^2} \approx P$$

$$V - nb \approx V$$

D. **<u>Base de la théorie cinétique des gaz</u>**

Le gaz est un milieu de particules :

- Très éloignées les unes des autres
- Se déplaçant continuellement, à très grande vitesse, et en ligne droite
- Entrant en collision

Le mouvement a une énergie cinétique d'équation **$E = \frac{1}{2} m.v^2$.**

On utilise l'énergie cinétique moyenne (due aux collisions)

L'agitation moléculaire dépend de la température : **$E = 3/2\ K.T$**. Avec K la constante de Boltzmann en J.K-1

Conséquences directes :

Au zéro absolu (T = 0 K) : pas de mouvement, d'après la loi de Charles

A T > 0K : $\sqrt{\overline{v^2}} = \sqrt{\left(\frac{2\overline{E}}{m}\right)} = \sqrt{\left(\frac{3KT}{m}\right)}$ Ne dépend jamais de la constante.

D'où plus une molécule est lourde, plus elle se déplace lentement.

AGITATION MOLÉCULAIRE	VITESSE MOYENNE-LOI DE CHARLES
$E = ½\ m.v^2 = 3/2\ K.T$ Avec K la constante de Boltzmann en $J.K^{-1}$	$\sqrt{\overline{v^2}} = \sqrt{\left(\frac{2\overline{E}}{m}\right)} = \sqrt{\left(\frac{3KT}{m}\right)}$ **Conséquence 1 : PLUS LA MOLÉCULE EST LOURDE PLUS ELLE SE DÉPLACE LENTEMENT** **Conséquence 2 : AU ZÉRO ABSOLU T=0K PAS DE MOUVEMENT**

III. Solubilité

A. Définitions

Solubilité : quantité maximale de l'espèce chimique dissoute dans un volume donné de solvant, obtenant ainsi une solution saturée du soluté (peut-être gaz, solide ou liquide).

Eau et éthanol sont miscibles en toute proportion et solution toujours homogène : miscibilité totale.

Mais il y a souvent une limite à la quantité de soluté dans le solvant.

Exemple dans l'eau à 0°C: 780g d'urée.

Un soluté pur en excès sa solution saturée constitue 2 phases distinctes en équilibre

La solubilité peut dépendre :

- De la nature du solvant et du soluté : parenté de structure
- De la température : ex : dissolution endothermique : solubilité augmente quand T augmente alors que si elle est exothermique la solubilité diminue quand T augmente
- De la pression : n'existe que s'il y a une variation de volume au cours de la dissolution
- Autres facteurs d'ordre environnemental (ex : agitation du solvant, variation du pH,)

DE LA NATURE DU SOLVANT ET DU SOLUTE	DE LA TEMPERATURE	DE LA PRESSION	D'AUTRES FACTEURS D'ORDRE ENVIRONNEMENTAL
Parenté de structure	**Dissolution endothermique** : Solubilité augmente Quand T augmente **Dissolution exothermique :** Solubilité diminue Quand T augmente	N'existe que s'il y a une variation de volume au cours de la dissolution	Agitation du solvant, variation du pH,

IV. Solubilité des gaz

Les gaz sont solubles dans l'eau, c'est-à-dire que les molécules d'eau et les molécules de gaz s'attirent avec des forces plus ou moins intenses qui permettent à un certain nombre de molécules de gaz de "s'intégrer" au liquide.

A. Loi de Henry

- **Première loi : la nature du liquide et du gaz considérés**
- **Deuxième loi : la solubilité dépend des propriétés du soluté et du solvant.**
- **Troisième loi : la solubilité des gaz dans l'eau diminue lorsque la température augmente.**
- **Quatrième loi : la surface de contact gaz/liquide**
- **Cinquième loi : la solubilité des gaz dépend de la pression du gaz en contact avec le solvant.**
- **Sixième loi** : **le passage du liquide au gaz ou du gaz au liquide prend du temps.**

La solubilité dépend :

Les gaz sont solubles dans l'eau, c'est-à-dire que les molécules d'eau et les molécules de gaz s'attirent avec des forces plus ou moins intenses qui permettent à un certain nombre de molécules de gaz de "s'intégrer" au liquide.

- De la nature du liquide et du gaz considérés
- Des propriétés Du soluté et du solvant.
- Diminue Lorsque la température augmente.
- De la surface de contact gaz/liquide
- De la pression
- Du Gaz en contact avec Le solvant.

MDEP

PRÉPA PORTAIL SANTÉ MARSEILLE

JEUDI 15 AOUT 2024

MÉTROLOGIE

Jeudi 15 AOUT 2024 : UE4 Métrologie

A. Grandeur et dimension

- Une grandeur est une caractéristique physique, chimique ou biologique qui est mesurée où repérée. Celle-ci peut être scalaire ou vectorielle

- Un étalon de mesure est une grandeur de référence qui sert à définir ou à matérialiser l'unité de mesure. **Seul le kilogramme est représenté matériellement par un étalon unique.**

Parmi toutes les grandeurs physiques, la plus grande précision est obtenue pour le temps (10^{-14}).

1. Les dates à retenir : (chaque année une date tombe au concours)

1889 : Date de réalisation de l'étalon du kilogramme
1901 : définition du kilogramme comme la masse du prototype déposé au Bureau International des Poids et Mesure.
1960 : Définition du mettre en fonction de la longueur d'onde dans le vide de la radiation correspondant à la transition entre des niveaux d'énergie spécifié de l'atome de Krypton 86
1983 : Définition actuelle du mètre : longueur du trajet parcouru dans le vide par la lumière pendant une durée de 1/299792458 de seconde. (C'est à dire en fonction de la vitesse de la lumière dans le vide).
1960 : Adoption du SI par la 11ième Conférence Générale des Poids et Mesures (CPGM).
1962 : Les **6** unités du SI sont légales en France (il manque la mole).
1975 : Système de mesure obligatoire a **7** unités (ajout de la mole).

2. Grandeur repérable :

- Une grandeur est dite repérable si elle n'est pas mesurable c'est à dire l'échelle numérique associé dépend arbitrairement du choix d'une origine (position d'un point dans l'espace, la position d'un événement dans le temps, la température).

Repérer une **température** c'est choisir:

a) une grandeur dite "thermométrique" reliant l'évolution d'une propriété d'une certaine substance à la sensation physiologique de température.
b) des points fixes (ex :le point glace, le point vapeur).

La fonction thermométrique, θ, peut être une **fonction affine** de la grandeur thermométrique x :
$\theta(x) = \alpha x + \beta$

3. Le SI

- On appel dimension d'une grandeur dérivé (G) la relation **$[G]=L^{\alpha}M^{\beta}T^{\gamma}\theta^{\epsilon}I^{\delta}N^{\mu}J^{\nu}$** , avec α, β..., rationnel (appartiennent a Q) appelé exposant dimensionnels de G.
(Il faut absolument maîtriser les équations aux dimensions.)

L'équation au dimension permet de:
a) de déterminer **la dimension et l'unité** d'une grandeur dérivée
b) d'effectuer des changements d'unités
c) vérifier l'homogénéité des formules littérales.
d) de prévoir par une analyse dimensionnelle une formule traduisant une loi physique
e) Elle ne **nous renseigne pas** sur la nature exacte d'une grandeur
Le SI comprend 7 unités de base (à connaître **PAR COEUR,** et bien différencié grandeur, unité et dimension)

Grandeur		**Unité**		**Dimension**
Nom	**Symbole**	**Nom**	**Symbole**	
Longueur	l	Mètre	m	L
Masse	m	Kilogramme	kg	M
Temps-durée	t	Seconde	s	T
Intensité du courant électrique	i	Ampère	A	I
Température thermodynamique	T	Kelvin	K	θ
Quantité de matière	n	Mole	Mol	N
Intensité lumineuse	I	Candela	cd	J

2 unités supplémentaires **SANS DIMENSION** (ne font pas partie des unités de base du SI).

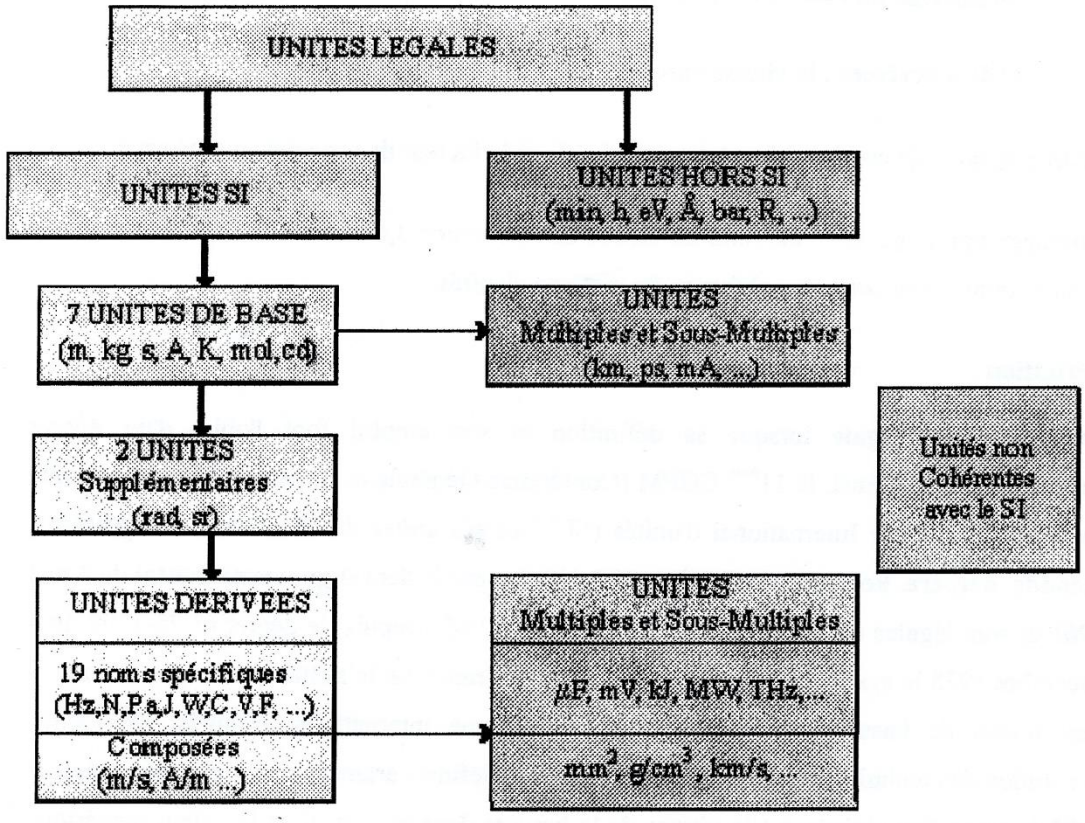
Grandeur		**Unité**		**Dimension**
Nom	**Symbole**	**Nom**	**Symbole**	
Angle plan	α	radian	rad	
Angle solide	Ω	stéradian	sr	

Des unités dérivées qui résultent de combinaison d'unité de base : **les plus importantes sont en gras**

Grandeur dérivée		**Unité dérivée**		**Dimension**
Nom	**Symbole**	**Nom**	**Symbole**	
Fréquence	***f*,ν**	Hertz	**Hz**	$\mathbf{T^{-1}}$
Force-Poids	F, G	Newton	N	LMT^{-2}
Pression-Contrainte	**p, τ,σ**	Pascal	**Pa**	$\mathbf{L^{-1}MT^{-2}}$
Travail-Energie-Quantité de chaleur	**W, E, Q**	Joule	**J**	$\mathbf{L^2MT^{-2}}$
Puissance	P	Watt	W	L^2MT^{-3}
Quantité d'électricité - Charge électrique	Q	Coulomb	C	TI
Différence de potentiel électrique	**E, V, U**	Volt	**V**	$\mathbf{L^2MT^{-3}I^{-1}}$
Capacité électrique	C	Farad	F	$L^{-2}M^{-1}T^4I^2$
Résistance électrique (Réactance, Impédance)	R	Ohm	Ω	$L^2MT^{-3}I^{-2}$
Conductance électrique	G	Siemens	S	$L^{-2}M^{-1}T^3I^2$
Flux d'induction magnétique	Φ	Weber	Wb	$L^2MT^{-2}I^{-1}$
Induction magnétique	*B*	Tesla	T	$MT^{-2}I^{-1}$
Induction électrique	L, M	Henry	H	$L^2MT^{-2}I^{-2}$
Flux lumineux	Φ, F	Lumen	lm	$J(\Omega^*)$
Éclairement lumineux	E	Lux	lx	$L^{-2}J(\Omega^*)$
Activité, radioactivité	A	Becquerel	Bq	T^{-1}
Dose absorbée	D	Grav	Gy	L^2T^{-2}
Équivalent de dose	H	Sievert	Sv	L^2T^{-2}

Autre Système d'unité

- Système CGS (3 grandeurs et unités, centimètre, gramme, seconde avec les grandeurs correspondantes)
- Système MKSA ou de GIORGI (4 grandeurs et unités, mètre, kilogramme, seconde, ampère avec les grandeurs correspondantes)



4. Convention d'écritures des nombres

a) Puissance de 10

- Notation scientifique : un **seul chiffre différent de 0** se trouve devant la virgule. Ex: 12 400=1,24.10^5, 0,00003427= 3,427.10^{-5}

- Notation ingénieur : l'exposant est un multiple de trois ex : 12 400= 12,4.10^3 0,00003427 = 34,27.10^{-6}

b) Chiffre significatif

Ce sont les chiffres :
- Différents de zéro,
- Les zéros placés entre les chiffres
- Les autres chiffres **quand ils sont le résultat de la mesure**

c) Multiples et sous multiples des unités SI :

Multiples			**Sous-multiples**		
Facteur multiplicatif	Préfixe	Symbole	Facteur multiplicatif	Préfixe	Symbole
10^{24}	yotta	Y	10^{-1}	déci	d
10^{21}	zetta	Z	10^{-2}	centi	e
10^{18}	exa	E	10^{-3}	milli	m
10^{15}	peta	P	10^{-6}	micro	µ
10^{12}	téra	T	10^{-9}	nano	n
10^{9}	giga	G	10^{-12}	pico	p
10^{6}	méga	M	10^{-15}	femto	f
10^{3}	kilo	k	10^{-18}	atto	a
10^{2}	hecto	h	10^{-21}	zepto	z
10	déca	da	10^{-24}	yocto	y

- L'association de deux préfixes n'est pas autorisée on dit picofarad et non milinanofarad

MDEP

PRÉPA PORTAIL SANTÉ MARSEILLE

VENDREDI 16 AOUT 2024

LES ACIDES AMINÉS

Vendredi 17 AOUT 2024 : UE1 Les acides aminés

Il existe 4 grands classes de molécules

Protides	Glucides	Lipides	Nucléotides

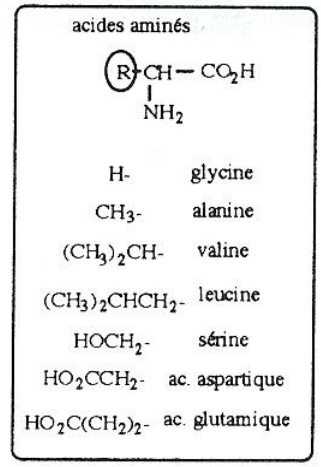
Les protides sont les molécules les plus abondantes, elles sont divisées en 3 groupes :

AA ou amino acides	Peptides = chaines d'AA liés par des liaisons peptidiques	Protéines = polypeptides

Les protides présentent une grande diversité de fonctions biologiques :
Protéines de structure (collagène…) ; transporteurs (albumine…) ; enzymes ; récepteurs, hormones ; anticorps…Les protéines sont notamment les outils moléculaires de l'expression génétique.

1) Les acides aminés

Les acides aminés sont les éléments constitutifs des protéines et des tissus musculaires. **Toutes les protéines sont constituées à partir de 20 AA liés par liaison covalente : la liaison peptidique.**



Neuf sont appelés acides aminés essentiels, ce qui signifie qu'ils doivent être fournis à partir de certains aliments ou un supplément ;

Les autres, qui étaient classés simplement comme non essentiels, peuvent être synthétisés par le corps.

Les acides aminés sont formés d'un carbone auquel sont liés :
- Un groupement amine (NH_2) caractère basique
- Un groupement acide (COOH)

Une portion variable d'un acide aminé à l'autre (indiqué par la lettre R sur la molécule ci-dessous ; R pour *radical*). Ils se distinguent par leur chaîne latérale, R, qui peut être un simple atome d'hydrogène (c'est la glycine), ou bien plus complexe.

Leur nom provient du fait qu'ils possèdent une fonction amine (NH_2) et une fonction acide carboxylique (COOH).

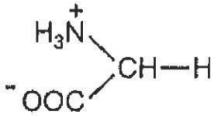
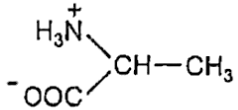
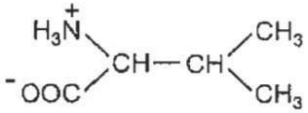
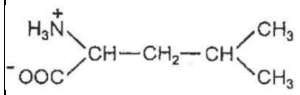
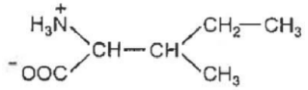
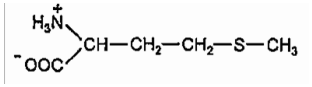
Les acides α-aminés se définissent par le fait que leur groupe *amine* est lié à l'atome de carbone adjacent au groupe *acide carboxylique* (le carbone α)

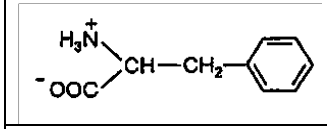
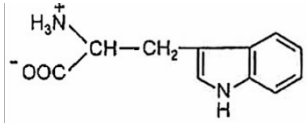
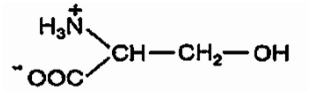
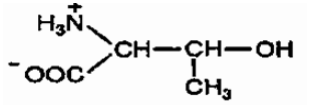
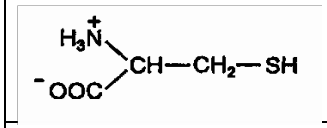
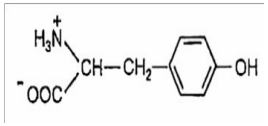
Il existe une centaine d'acides aminés, mais seuls 20 sont codés par le génome des organismes vivants. Chaque acide aminé confère à la protéine des propriétés chimiques spécifiques, et l'ordre d'assemblage lui donne une fonction bien précise.

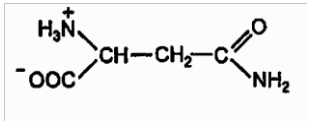
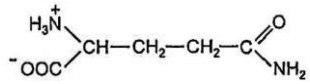
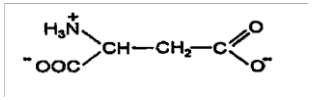
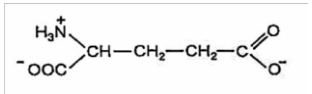
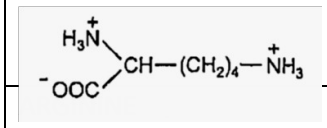
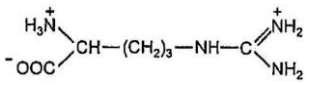
Parmi eux, 19 acides aminés ne contiennent que quatre éléments chimiques : le carbone, l'hydrogène, l'oxygène et l'azote ; deux acides aminés contiennent en plus un atome de soufre, et un acide aminé assez rare contient un atome de sélénium.

Plusieurs classifications existent pour ces acides aminés :

Nombre d'atomes de carbone	**Nature chimique du groupement latéral**		**Polarité du groupement latéral**
Ne pas confondre le nombre de carbones de l'AA et le nombre de carbones du groupement latéral.	**Aliphatique** Hydrocarboné (linéaire ou ramifié); à fonction alcool; soufré; à fonction acide; à fonction basique.	**Cyclique** Aromatique ; à fonction basique ; acide α iminé ; hétérocyclique.	Capacité à engager des Liaisons Hydrogène (notamment avec l'eau).

NOM	3 LETTRES	1 LETTRE	CLASSIFICATION	NOMBRE DE CARBONE	CARACTERISTIQUES
GLYCINE 	GLY	G	ALIPHATIQUE HYDROCARBONE LINEAIRE Groupement latéral **non polaire**	2	*Très répandue dans les protéines Pas de carbone asymétrique Est en importance quantitative, c'est le plus rencontré. Ne possède pas de Cα asymétrique.*
ALALINE 	ALA	A	ALIPHATIQUE HYDROCARBONE LINEAIRE Groupement latéral **non polaire**	3	*L'alanine est très répandue dans les protéines 9%. Tous les autres AA vont dériver de l'Alanine par substitution. On dit que c'est l'horloge supérieur de la glycine. Elle a un groupement CH_3. La structure des autres AA va dériver de l'Alanine par substitution des Hydrogènes de ce groupement CH_3*
VALINE AA ESSENTIELS 	VAL	V	ALIPHATIQUE HYDROCARBONE RAMIFIE Groupement latéral **non polaire**	5	*Pas synthétisé par les Hommes ou animaux, ils doivent être apportés par l'alimentation Hydrophobes on les retrouve dans les domaines transmembranaires des membranes. Non essentiel, retrouver dans la gélatine*
LEUCINE AA ESSENTIELS 	LEU	L	ALIPHATIQUE HYDROCARBONE RAMIFIE Groupement latéral **non polaire**	6	*Pas synthétisé par les Hommes ou animaux, ils doivent être apportés par l'alimentation Hydrophobes on les retrouve dans les domaines transmembranaires des membranes.*
ISOLEUCINE  **AA ESSENTIELS**	ILE	I	ALIPHATIQUE HYDROCARBONE RAMIFIE Groupement latéral **non polaire**	6	*Pas synthétisés par les Hommes ou animaux, ils doivent être apportés par l'alimentation Hydrophobes on les retrouve dans les domaines transmembranaires des membranes.*
METHIONINE AA ESSENTIELS 	MET	M	ALIPHATIQUE SOUFRE Groupement latéral **non polaire**	5	*Premier acide importé dans la constitution des protéines (qui peut être clivée ensuite) Méthylation et biosynthèse des protéines Groupement thio-éther*

PHENYLALALINE **AA ESSENTIELS** 	PHE	F	CYCLIQUE AROMATIQUE Groupement latéral **non polaire**	9	*Absorbent la lumière UV vers 280 nm, dans les hélices en contact avec les lipides. Permet de déterminer par leur absorption la quantité dans laquelle ils sont présents dans une solution.* *Est un des AA les plus hydrophobes. Peut établir des liaisons H*
TRYPTOPHANE **AA ESSENTIELS** 	TRP	W	CYCLIQUE AROMATIQUE ET CYCLIQUE HETEROCYCLIQUE Groupement latéral **non polaire**	11	*Absorbent la lumière UV vers 280 nm, dans les hélices en contact avec les lipides. Permet de déterminer par leur absorption la quantité dans laquelle ils sont présents dans une solution.* *Découvert après hydrolyse par la trypsine. Précurseur important de la sérotonine (hormone, neuromédiateur). Il contient un noyau benzène et un noyau tyrol.*
PROLINE	PRO	P	CYCLIQUE HETEROCYCLIQUE ACIDE ALPHA IMINE Groupement latéral **non polaire**	5	*Possède des propriétés structurales particulière dans la protéine*
SERINE 	SER	S	ALIPHATIQUE ALCOOL Groupement latéral **polaire non chargé**	3	*Protéine en contact avec des solvants*
THREONINE **AA ESSENTIELS** 	THR	T	ALIPHATIQUE ALCOOL Groupement latéral **polaire non chargé**	4	*Possède deux carbones asymétriques = 4 stéréoisomères*
CYSTEINE 	CYS	C	ALIPHATIQUE SOUFRE Groupement latéral **polaire non chargé**	3	*Cette fonction peu s'oxyder avec une autre fonction thiol pour former des ponts disulfures ; Rôle important dans les structures tertiaires et quaternaires des protéines.*
TYROSINE 	TYR	Y	CYCLIQUE AROMATIQUE ALCOOL Groupement latéral **polaire non chargé**	9	*Absorbent la lumière UV vers 280 nm, dans les hélices en contact avec les lipides. Permet de déterminer par leur absorption la quantité dans laquelle ils sont présents dans une solution.* *Est un site de phosphorylation pour de nombreuses protéines.*

ASPARAGINE 	ASN	N	ALIPHATIQUE AMIDE	4	*Abondant dans les protéines (surface permet des liaison hydrogène)* *L'Asn subit une N-glycosylation sur l'azote du groupement aminé (processus post traductionnel)*
GLUTAMINE 	GLN	Q	ALIPHATIQUE AMIDE	5	*Abondant dans les protéines (surface permet des liaison hydrogène)*
ACIDE ASPARTIQUE 	ASP	D	ALIPHATIQUE ACIDE Groupements latéral **polaire chargé négativement**	4	*Qualifiés d'aminoacide dicarboxylique et leur chaine est acide et ionisable à pH basique. Rôle important dans les réactions au niveau du foie. Très répandu dans les protéines et rôle important dans les réactions de transamination.*
ACIDE GLUTAMIQUE 	GLU	E	ALIPHATIQUE ACIDE Groupement latéral **polaire chargé négativement**	5	*Qualifiés d'aminoacide dicarboxylique et leur chaine est acide et ionisable à pH basique. Rôle important dans les réactions au niveau du foie. Très répandu dans les protéines et rôle important dans les réactions de transamination.*
LYSINE **AA ESSENTIELS** 	LYS	K	ALIPHATIQUE BASIQUE Groupement latéral **polaire chargé positivement**	6	*Groupe epsilon aminé, ionisable à pH acide, modifications post traductionnelles (Hydroxylation, méthylation)* *Chaine latérale longue et au bout un amide ionisé (α + Ɛ aminé)*
	ARG	R	ALIPHATIQUE BASIQUE Groupement latéral **polaire chargé positivement**	6	*3 carbones dans la chaine latérale et le groupement guanidine*
HISTIDINE **AA ESSENTIELS**	HIS	H	CYCLIQUE HETEROCYCLIQUE BASIQUE ET CYCLIQUE AROMATIQUE Groupement latéral **polaire chargé positivement**	6	*Aromatique avec groupement latéral qui est un imidazole* (3C, 2N) aromatique, une chaine latérale légèrement acide dans un milieu physiologique. On en retrouve à la surface des protéines et ils permettent l'établissement de liaisons hydrogènes ou des ponts salins. Noyau aromatique formé de 3C et 2N.

Classification selon la nature chimique du groupement latéral									
Groupement latéral à chaine aliphatique hydrocarbonée						Groupement latéral cyclique			
Hydrocarboné		Fonction alcool	Fonction Soufré	Fonction acide	Fonction basique	Aromatique	Fonction basique	Acide aiminé	Hétérocyclique
Linéaire	Ramifié								
Glycine *Alanine*	*valine* *Leucine* *isoleucine*	*Serine* *Thréonine*	*Cystéine* *Méthionine*	*Aspartate et glutamate* *Asparagine* *Glutamine*	*Lysine* *Arginine*	*Phénylalanine* *Tyrosine* *Tryptophane*	*Histidine*	*Proline*	*Tryptophane,* *Histidine* *Proline*

La polarité du groupement latéral R			
AA à groupement latéral Non-polaire	AA à groupement latéral Polaire non chargé	AA à groupements latéral Polaire chargé négativement	AA à groupements latéral Polaire chargé positivement
Glycine *Alanine* *Valine* *Leucine* *Isoleucine* *Méthionine* *Phénylalanine* *Tryptophane* *Proline*	*Sérine* *Thréonine* *Cystéine* *Tyrosine* *Asparagine* *Glutamine*	*Acide aspartique* *Acide glutamique*	*Lysine* *Arginine* *Histidine*

Mémo pour les acides aminés essentiels : « Le Très Lyrique Tristan Fait Vachement Méditer Yseult !»
Avec : Le : Leucine ; Tr : Thréonine ; Ly : Lysine ; Tri : Tryptophane ; Fai : Phénylalanine ; Va : Valine ; M : Méthionine ; Y : Isoleucine