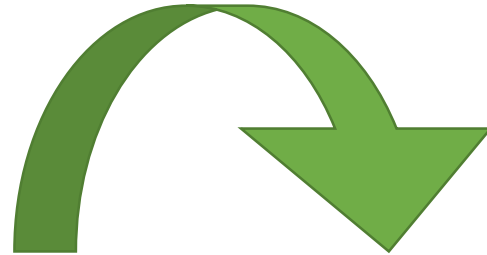


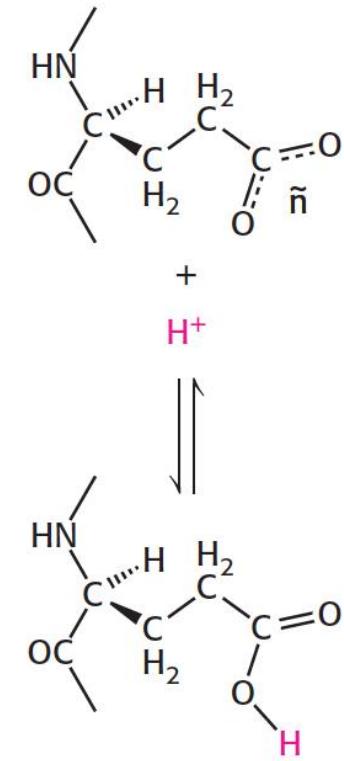
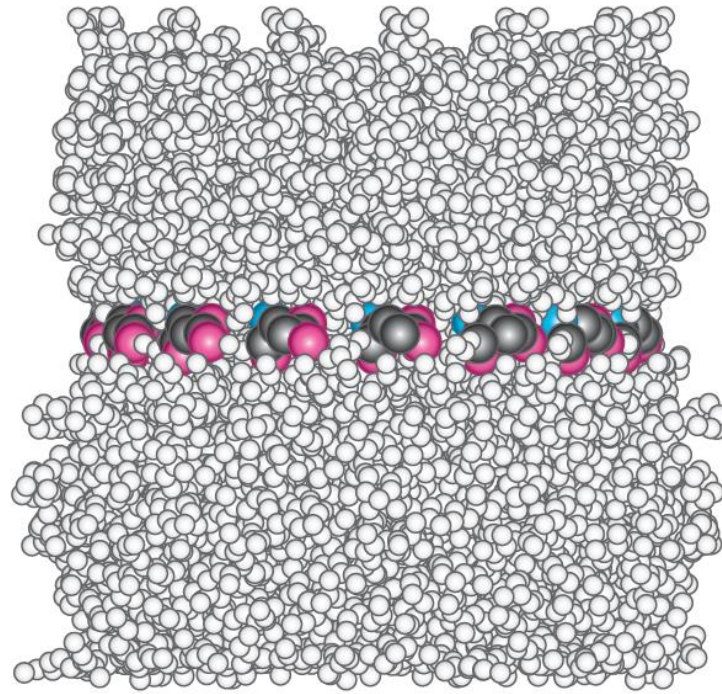
Βιοχημεία: Μία εξελισσόμενη επιστήμη

Μελέτη της χημείας των διεργασιών της ζωής.



Εφαρμογή της τεράστιας γνώσης της βιοχημείας σε προβλήματα:

- της ιατρικής/ κτηνιατρικής,
- της γεωργίας,
- της ιατροδικαστικής

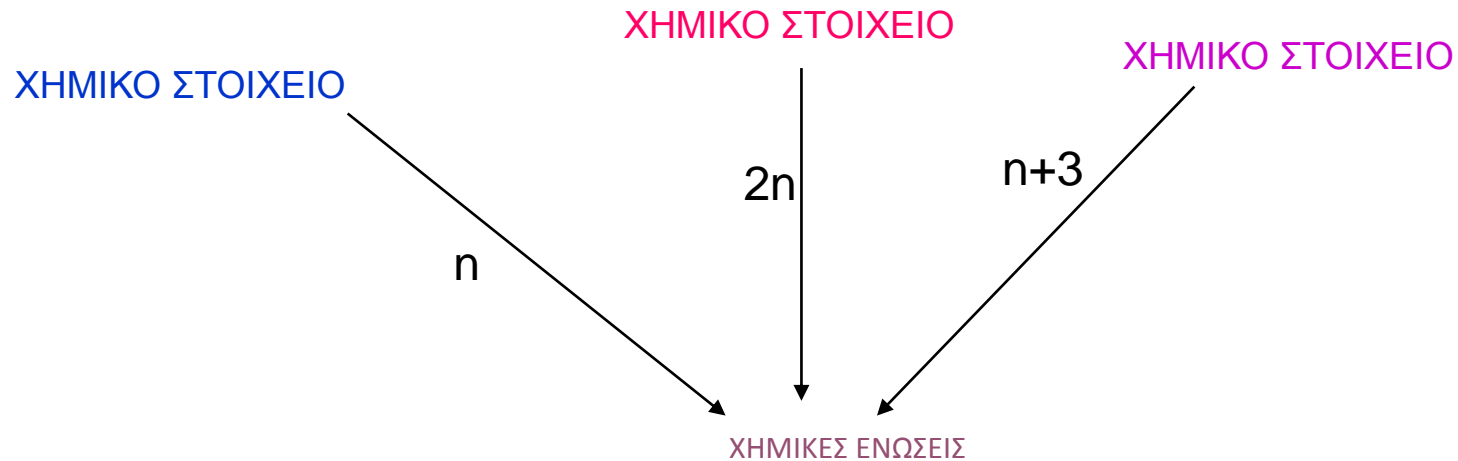


Η χημεία εν δράσει. Οι ανθρώπινες δραστηριότητες απαιτούν ενέργεια. Η αλληλομετατροπή μεταξύ διαφορετικών μορφών ενέργειας χρειάζεται μεγάλες βιοχημικές μηχανές που αποτελούνται από χιλιάδες άτομα, όπως αυτή που φαίνεται επάνω. Παρ' όλα αυτά, οι λειτουργίες τέτοιων συγκροτημάτων εξαρτώνται από απλές χημικές διεργασίες όπως η πρωτονίωση ή αποπρωτονίωση καρβοξυλομάδων που φαίνονται επάνω δεξιά. Στη φωτογραφία είναι οι νικητές του βραβείου Νομπέλ Peter Agre, M.D. και Carol Greider, Ph.D., οι οποίοι χρησιμοποίησαν βιοχημικές μεθόδους για να μελετήσουν τη δομή και τη λειτουργία τέτοιων πρωτεϊνών [ευγενική προσφορά Johns Hopkins Medicine].

ΧΗΜΙΚΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ

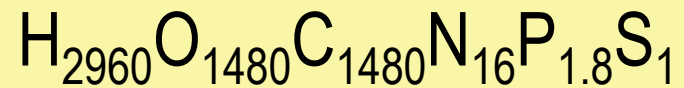
Δεν μπορούν να χωριστούν/διασπαστούν σε απλούστερες ουσίες...

που να είναι σταθερές στη φύση!!

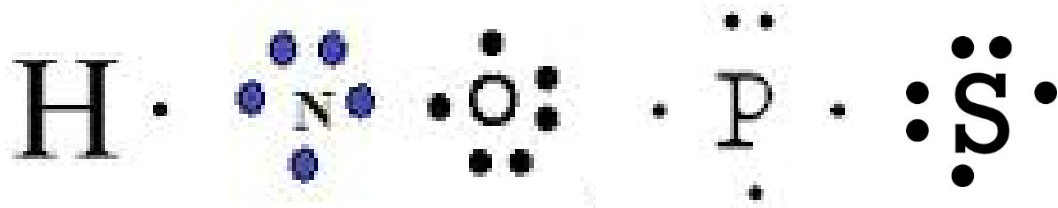


- Σταθερές, ίδιες ιδιότητες κ.τ.λ

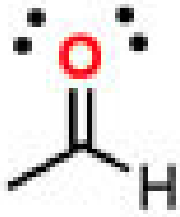
Χημικός τύπος της ζωντανής ύλης



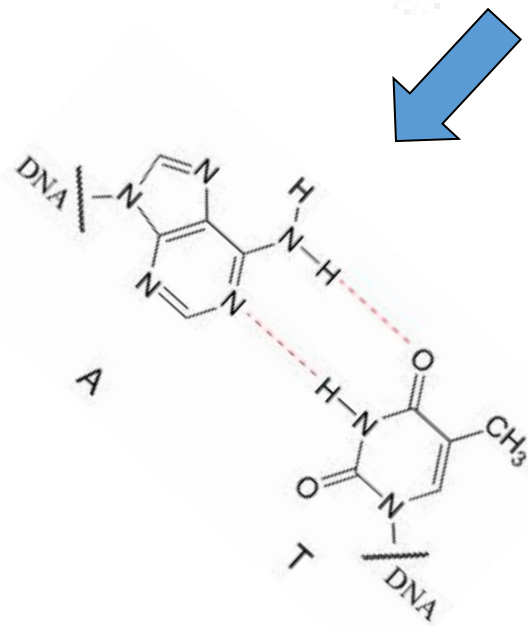
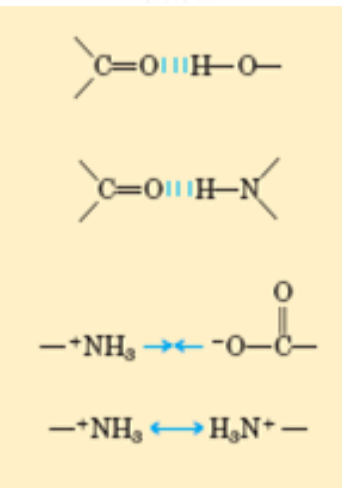
... και ιχνοστοιχεία Co, Mg, I₂, Mn, Zn ...



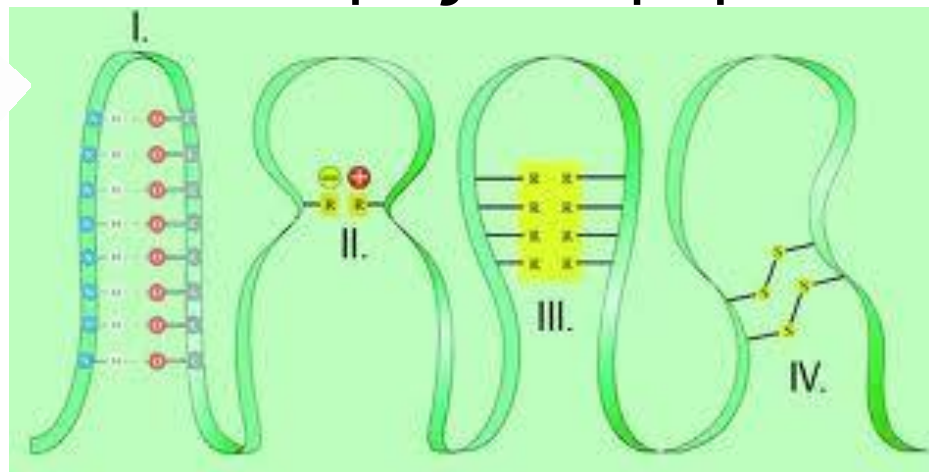
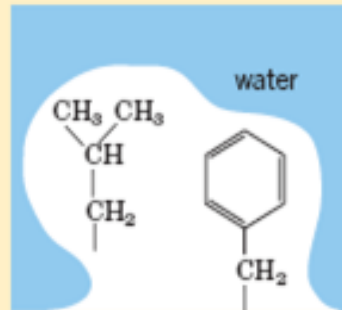
Γνωρίζοντας τις ιδιότητες των ατόμων



Προβλέπουμε τις ιδιότητες των ομάδων

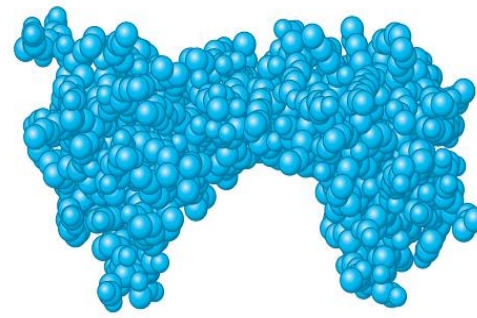


Κατανοούμε τις ιδιότητες των μορίων

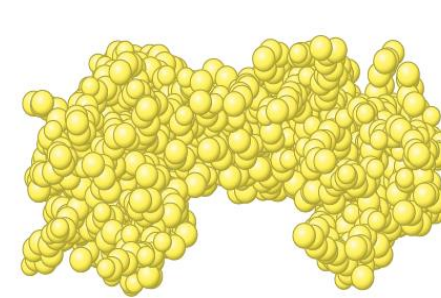


Κόσμος των έμβιων όντων: Μεγαλείο ποικιλομορφίας

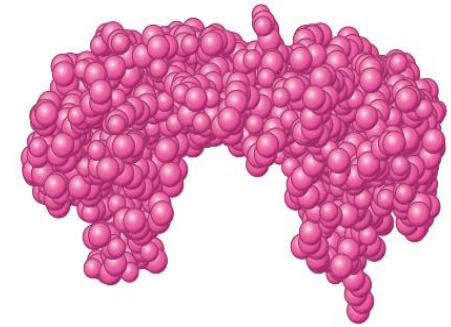
Η κατασκευή των ζώων, των φυτών και των μικροοργανισμών από κύτταρα υποδηλώνει ότι όλοι οι οργανισμοί μπορεί να έχουν περισσότερα κοινά χαρακτηριστικά από όσα εμφανίζουν εξωτερικά.



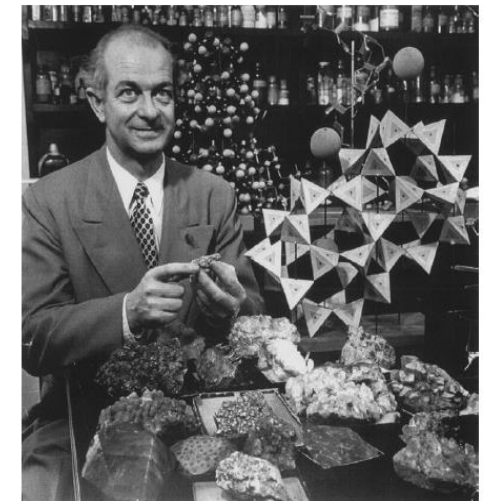
Sulfolobus acidocaldarius



Arabidopsis thaliana



Homo sapiens



ΕΙΚΟΝΑ 1.1 Βιολογική ποικιλομορφία και ομοιότητα. Το σχήμα σημαντικών μορίων στη ρύθμιση των γονιδίων (όπως η πρωτεΐνη που δεσμεύεται στο πλαίσιο TATA) είναι παρόμοιο σε τρεις οργανισμούς πολύ διαφορετικούς μεταξύ τους, που τους χωρίζουν στην εξελικτική κλίμακα δισεκατομμύρια χρόνια. [(Αριστερά) Dr. T.J. Beveridge/Visuals Unlimited (μεσαία εικόνα), Holt Studios/Photo Researchers (δεξιά) Time Life Pictures/Getty Images. Σ.τ.Μ.: Εικονίζεται ο Linus Pauling, από τους μεγαλύτερους χημικούς του 20ού αιώνα, με σημαντικότερη συνεισφορά στη βιοχημεία.]

ΟΙ ΕΝΝΟΙΕΣ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ ΕΞΗΓΟΥΝ ΤΙΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΩΝ ΒΙΟΛΟΓΙΚΩΝ ΜΟΡΙΩΝ

Ενιαίο των βιοχημικών διεργασιών σε όλους τους ζωντανούς οργανισμούς



Αλληλεπιδράσεις δύο διαφορετικών κατηγοριών μορίων

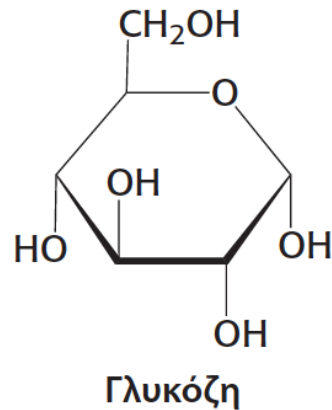
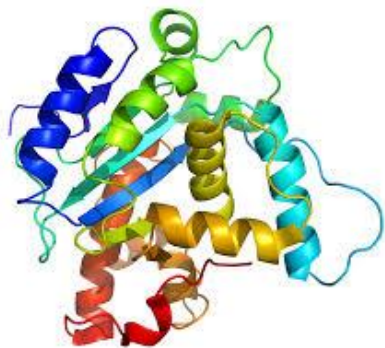
Βιολογικά μακρομόρια

Μεταβολίτες

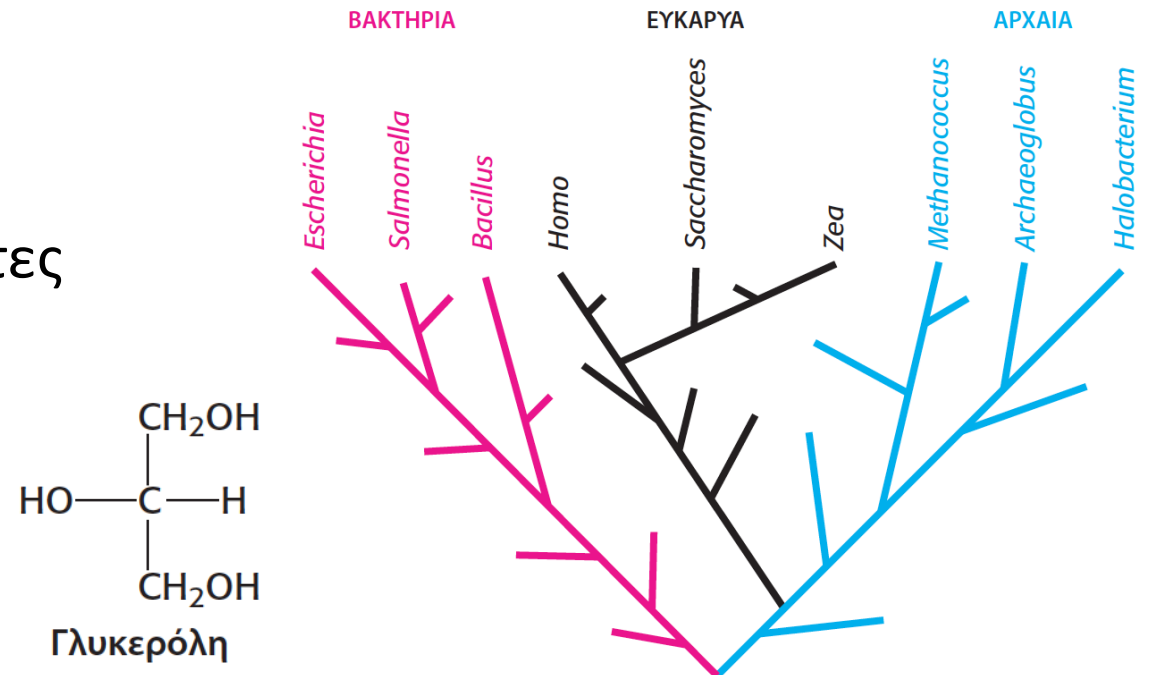
DNA



Πρωτεΐνες



Οι κύριες μεταβολικές πορείες είναι κοινές σε πολλούς οργανισμούς



ΕΙΚΟΝΑ 1.3 Το δένδρο της ζωής. Μια πιθανή εξελικτική πορεία από έναν κοινό πρόγονο περίπου 3,5 δισεκατομμύρια χρόνια πριν (στο κάτω μέρος της εικόνας). Οι σύγχρονοι οργανισμοί εμφανίζονται στο επάνω μέρος της εικόνας.

Προαπαιτούμενες γνώσεις

Πολικότητα, Ηλεκτραρνητικότητα

- **Τι είναι ηλεκτραρνητικότητα?**

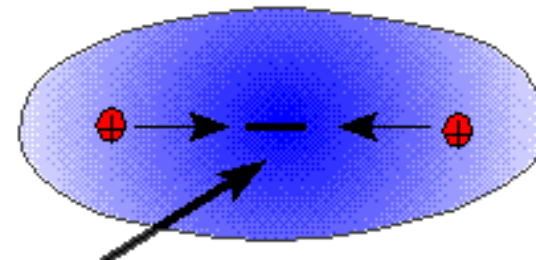
Ηλεκτραρνητικότητα είναι ένα μέτρο της τάσης του ατόμου να έλκει ένα δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων.

- **Επιδράσεις της πόλωσης**

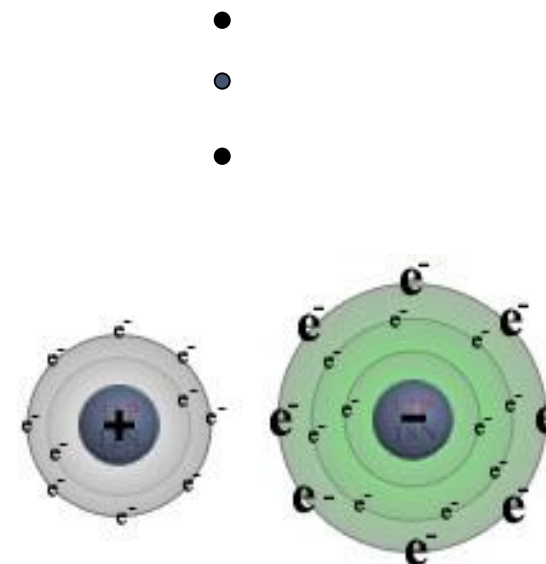
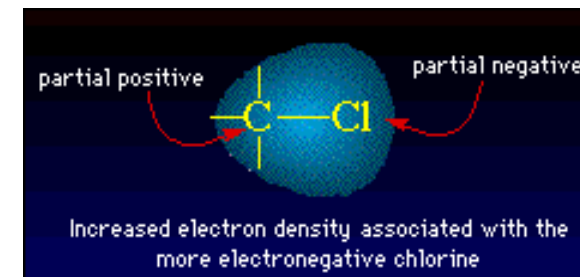
το θετικό ιόν, που είναι μικρό και/ή ισχυρά φορτισμένο, θα διαστρέψει το ηλεκτρονικό νέφος του αρνητικού ιόντος.

Ηλεκτραρνητικότητα στοιχείων (σελ 31 βιβλίο)

F	4.0	C	2.5
O	3.5	S	2.5
Cl	3.0	H	2.1
N	3.0	Na	0.9
Br	2.8	K	0.8



Area of shared electron density drawing positive nuclei in.

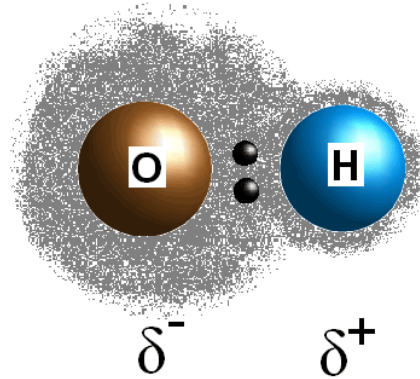


Μείωση μεγέθους ατόμου → Αύξηση Ενέργειας Ιονισμού → αύξηση ηλεκτραρνητικότητας

Διαλυτότητα και πολικότητα

Ηλεκτροαρνητικότητα ατόμου \Rightarrow πολικότητα ομάδας \Rightarrow πολικότητα μορίου \Rightarrow διαλυτότητα

Αδιάλυτο \leftarrow δεσμοί μεταξύ της διαλυμένης ουσίας \leftrightarrow δεσμοί με τον διαλύτη \Rightarrow διαλυτότητα

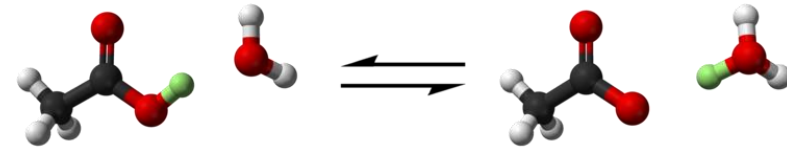


πολικότητα ομάδων

C-I	C-Br	C-H	C-Cl	N-H	O-H	C-F	F-H	F-Li
0%	3%	4%	11%	19%	39%	43%	60%	60%

Ομάδα	Παράδειγμα	Διαλυτότητα H ₂ O (g/100 ml)
alkane	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	0
ether	CH ₃ CH(OH)CH ₂ CH ₃	8
ketone	CH ₃ CH ₂ COCH ₃	26
amine	CH ₃ CH ₂ NHCH ₂ CH ₃	πολύ
alcohol	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH	8
carboxylic	CH ₃ CH ₂ COOH	πολύ
amino acid	NH ₂ CH ₂ COOH	πολύ

Η διαλυτότητα και η πολικότητα συνδέονται με την σταθερά διάστασης το K_a ή pK_a ($-\ln K_a$)



Εφαρμογές σε φάρμακα, τοξικότητα, άλατα HgCl₂, συσσώρευση DDT, αδαμάντινη δοντιών

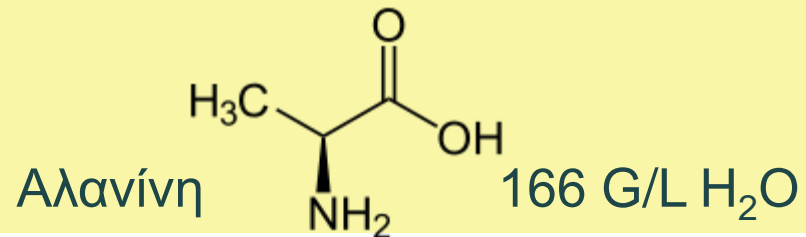
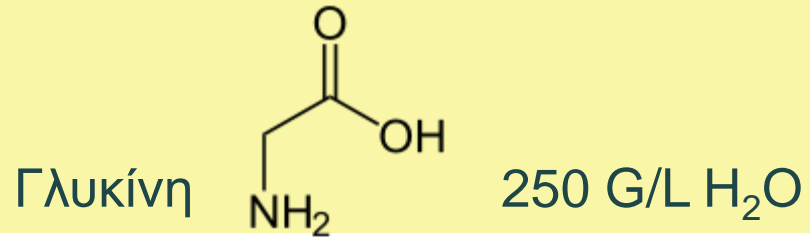
Παράγοντες που επηρεάζουν την διαλυτότητα

πολικότητα ομάδας/ομάδων

Όσο πιο πολλές και πολικές τόσο πιο διαλυτό το μόριο

Ποσοστό πολικών και μη πολικών ομάδων

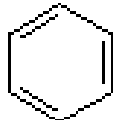
Η αναλογία κρίνει πόσο διαλυτό θα είναι το μόριο

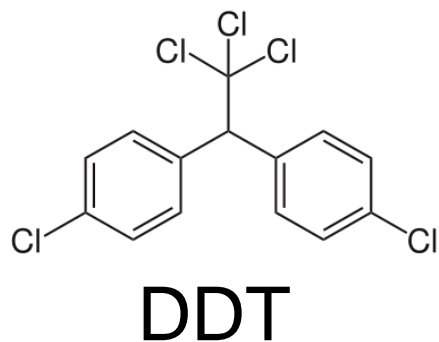


Όλα τα παραπάνω ισχύουν για το υδατικό περιβάλλον (κύτταρο, αίμα κτλ)

Το αντίθετο ισχύει για οργανικά περιβάλλοντα (λίπος, λιποκύτταρα, λιπώδεις καρποί)

Πολικά και μη πολικά διαλύματα

Name	Structure	bp, °C	dipole moment	dielectric constant
water	H-OH	100	1.85	80
methanol	CH ₃ -OH	68	1.70	33
hexane	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₃	69	----	2.02
benzene		80	0	2.28



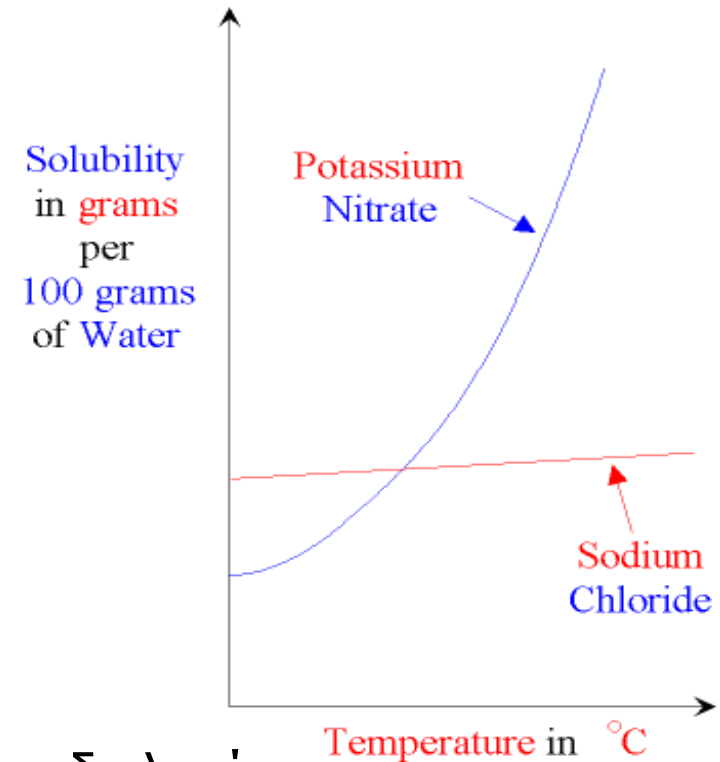
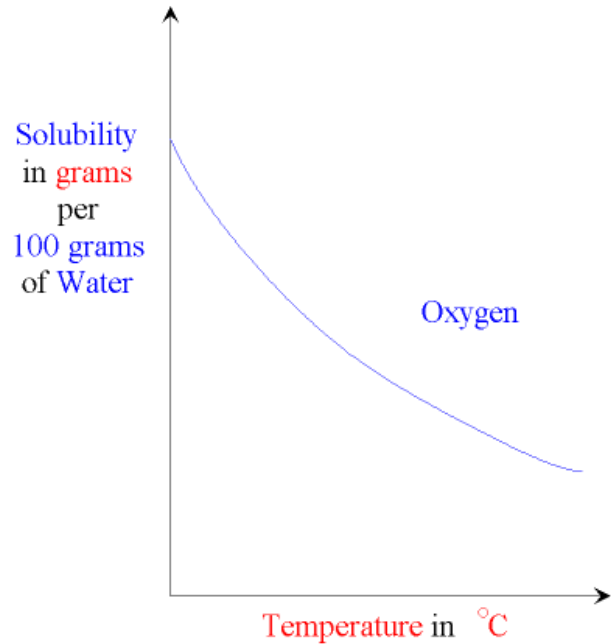
DDT ισχυρά τοξική ένωση που χρησιμοποιήθηκε ως εντομοκτόνο για την καταπολέμηση των κουνουπιών στις ελώδεις περιοχές για περιορισμό της μετάδοσης της ελονοσίας

Διαλυτότητα σε νερό 25 μg/L (0,000025 g/L)

βρέθηκαν ποσότητες DDT στο γάλα (31% λίπος) των Πολικών αρκούδων στο Βόρειο πόλο και στα αυγά των πιγκουίνων στο Ν. πόλο

Διαλυτότητα

Διαλυτότητα είναι το ποσό της διαλυμένης ουσίας που μπορεί να διαλυθεί σε ένα συγκεκριμένο διαλύτη κάτω από συγκεκριμένες συνθήκες.



Οι κύριοι παράγοντες που επηρεάζουν την διαλυτότητα

Η φύση της διαλυμένης ουσίας και του διαλύτη – θερμοκρασία -Πίεση

Το ποσοστό του οξυγόνου στον αέρα παραμένει ουσιαστικά σταθερό με το ύψος κατά 21% επάνω μέχρι 21.330 μ, αλλά η πίεση αέρα (και επομένως ο αριθμός μορίων οξυγόνου) μειώνεται καθώς το ύψος αυξάνεται (ο εισπνεόμενος αέρας έχει λιγότερα μόρια στον ίδιο όγκο άρα λιγότερα περνούν στο αίμα)

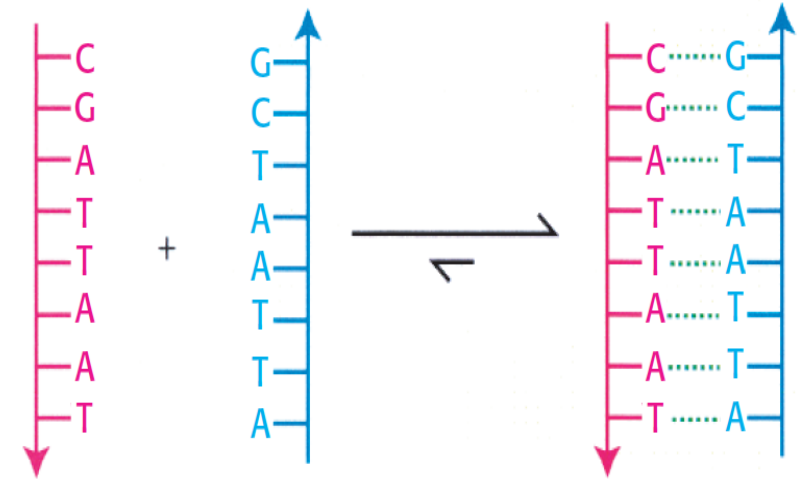
Οι έννοιες της χημείας εξηγούν τις ιδιότητες των βιολογικών μορίων

- Τύποι χημικών δεσμών
- Δομή του νερού (διαλύτης μέσα στον οποίο λαμβάνουν χώρα οι περισσότερες βιοχημικές διεργασίες)
- Πρώτος νόμος θερμοδυναμικής
- Δεύτερος νόμος θερμοδυναμικής

Ποιες δυνάμεις υποχρεώνουν τους δύο κλώνους DNA να προσδέονται ο ένας στον άλλον?

Πολλοί παράγοντες:

- Τύποι αλληλεπιδράσεων
- Δεσμοί βιολογικών συστημάτων
- Ενεργειακό ισοζύγιο μεταξύ αντιδρώντων και προϊόντων
- Συνθήκες διαλύματος (αντιδράσεις οξέος- βάσης)



ΕΙΚΟΝΑ 1.8 Σχηματισμός της διπλής έλικας. Όταν αναμειχθούν δύο αλυσίδες DNA με τις σωστές συμπληρωματικές αλληλουχίες, τότε συσσωματώνονται αυθόρμητα για τον σχηματισμό διπλής έλικας.

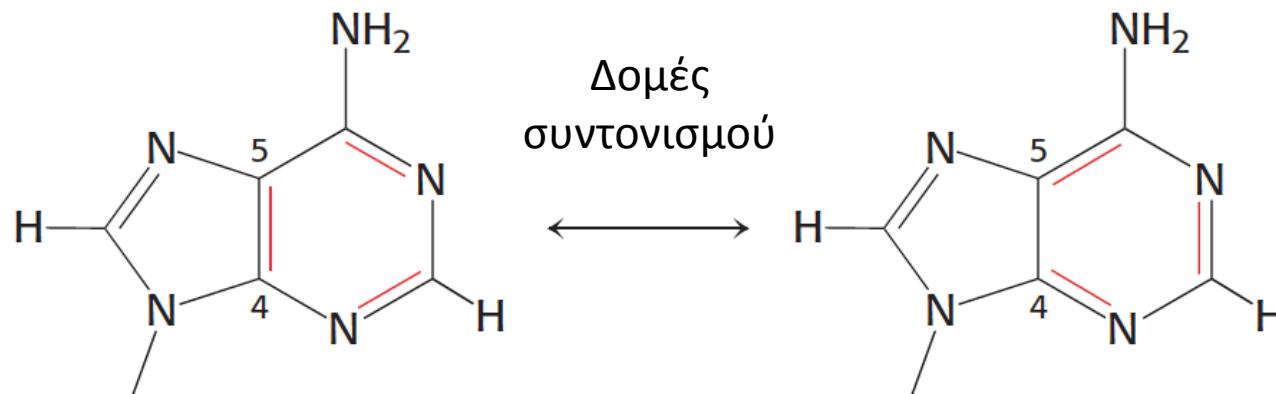
Ομοιοπολικοί και μη ομοιοπολικοί δεσμοί είναι σημαντικοί για τη δομή και σταθερότητα των βιολογικών μορίων

Μη ομοιοπολικοί δεσμοί

- ❑ Ασθενέστεροι των ομοιοπολικών, κρίσιμοι για βιοχημικές διεργασίες
- ❑ Τέσσερις βασικοί μη ομοιοπολικοί δεσμοί:
 - Ηλεκτροστατικές αλληλεπιδράσεις
 - Δεσμοί υδρογόνου
 - Αλληλεπιδράσεις Van der Waals
 - Φαινόμενο της υδροφοβικότητας
- ❑ Διαφέρουν μεταξύ τους ως προς την διαμόρφωση, την ένταση και την εξειδίκευση.
- ❑ Επηρεάζονται σημαντικά, αν και με διαφορετικό τρόπο, από την ύπαρξη νερού.

Ομοιοπολικοί δεσμοί

- ❑ Οι πιο ισχυροί δεσμοί που υπάρχουν (πολλή ενέργεια για να διασπαστούν)
- ❑ Σχηματίζεται όταν δύο γειτονικά άτομα μοιράζονται ένα ζεύγος ηλεκτρονίων
- ❑ Ένας συνήθης ομοιοπολικός δεσμός άνθρακα-άνθρακα C-C έχει μήκος 1,54 Å και ενέργεια δεσμού 355 kJ/mol.
- ❑ Δύο άτομα μπορούν να μοιράζονται περισσότερα του ενός ζεύγη ηλεκτρονίων → πολλαπλοί ομοιοπολικοί δεσμοί.

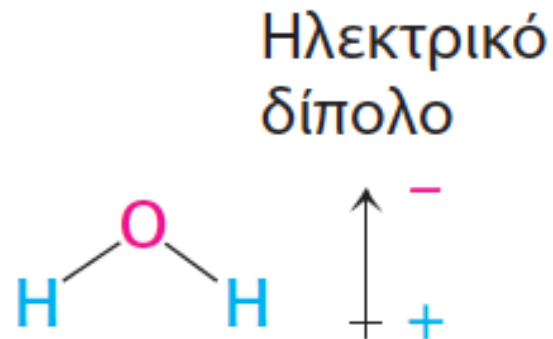


Οι ιδιότητες του νερού

Νερό: ο διαλύτης μέσα στον οποίο λαμβάνουν χώρα οι περισσότερες βιοχημικές αντιδράσεις και οι ιδιότητες του είναι ουσιώδεις για τον σχηματισμό των μακρομοριακών δομών και την πρόοδο των χημικών αντιδράσεων

Σημαντικές ιδιότητες του νερού:

- ❑ **Είναι πολικό μόριο**: τριγωνικό και όχι ευθύγραμμο σχήμα άρα ασύμμετρη κατανομή φορτίων.
 - Ο πυρήνας του οξυγόνου έλκει ηλεκτρόνια μακριά από τους πυρήνες των υδρογόνων → περιοχή γύρω από του πυρήνες υδρογόνου θετικά φορτισμένη → ηλεκτρικά πολωμένη ένωση
 - Έχει πολύ μεγάλη συνοχή: τα μόρια του αλληλεπιδρούν ισχυρά μέσω δεσμών υδρογόνου (δομή του πάγου)

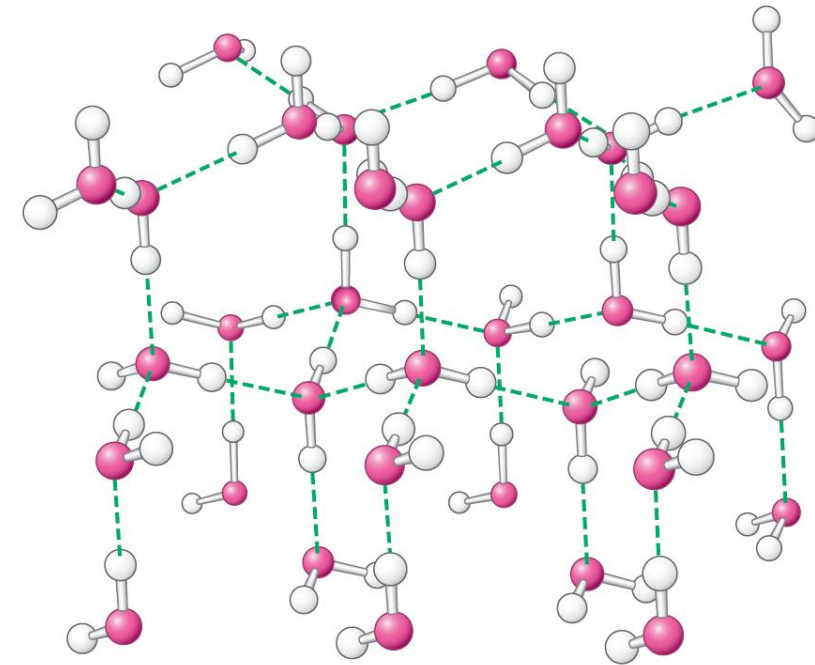


Οι ιδιότητες του νερού

Νερό: ο διαλύτης μέσα στον οποίο λαμβάνουν χώρα οι περισσότερες βιοχημικές αντιδράσεις και οι ιδιότητες του είναι ουσιώδεις για τον σχηματισμό των μακρομοριακών δομών και την πρόοδο των χημικών αντιδράσεων

Σημαντικές ιδιότητες του νερού (συνέχεια):

- ❑ **Έχει πολύ μεγάλη συνοχή:** τα μόρια του αλληλεπιδρούν ισχυρά μέσω δεσμών υδρογόνου (δομή του πάγου)
 - Τα διαλυμένα μόρια σε ένα υδατικό διάλυμα αλληλεπιδρούν με τα μόρια του νερού μέσω δεσμών υδρογόνου και ιοντικών αλληλεπιδράσεων.
 - Αυτές οι αλληλεπιδράσεις καθιστούν το νερό έναν διαλύτη που μπορεί να διαλύσει αμέσως πολλά μόρια ιδίως πολικά και φορτισμένα.

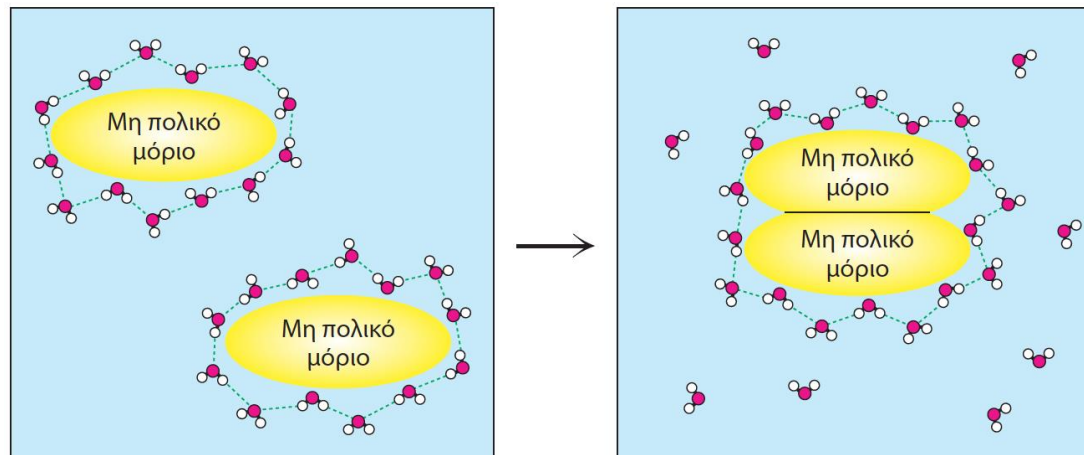


ΕΙΚΟΝΑ 1.11 Δομή του πάγου.

Δεσμοί υδρογόνου (φαίνονται εδώ ως διακεκομμένες πράσινες γραμμές) σχηματίζονται μεταξύ μορίων ύδατος, ώστε να προκύψει μια καλώς διατεταγμένη και ανοιχτή δομή.

Το φαινόμενο της υδροφοβικότητας

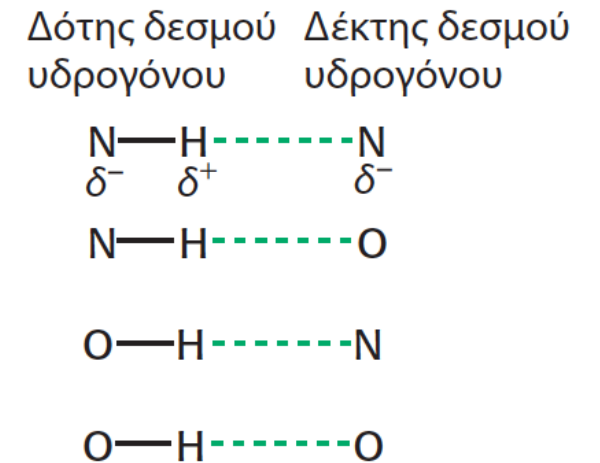
- ❑ Αποτέλεσμα των ιδιοτήτων του νερού
- ❑ Άπολα ή μη πολικά μόρια: μόρια που δεν μπορούν να συμμετέχουν σε δεσμούς υδρογόνου ή σε ιοντικές αλληλεπιδράσεις.
- ❑ Αλληλεπιδράσεις μεταξύ μη πολικών μορίων και μορίων ύδατος δεν ευνοούνται τόσο όσο οι αλληλεπιδράσεις μεταξύ των ίδιων των μορίων του νερού
- ❑ Μόρια νερού σε επαφή με άπολα μόρια: σχηματισμός «κλωβών» μορίων νερού γύρω από τα μη πολικά μόρια → μεγαλύτερη τάξη απ' ότι μόρια νερού ελεύθερα σε διάλυμα
- ❑ Μη πολικά μόρια: αυξημένη τάση να συσσωματώνονται σε υδατικό διάλυμα σε σύγκριση με άλλους διαλύτες με μικρότερη συνεκτικότητα → **Φαινόμενο της υδροφοβικότητας (υδροφοβικές αλληλεπιδράσεις)**



ΕΙΚΟΝΑ 1.12 Το φαινόμενο της υδροφοβικότητας. Η συσσωμάτωση μη πολικών ομάδων στο νερό οδηγεί στην απελευθέρωση μορίων ύδατος, που αρχικά αλληλεπιδρούν με τη μη πολική επιφάνεια, προς τον διαλύτη. Η απελευθέρωση των μορίων ύδατος στο διάλυμα ευνοεί τη συσσωμάτωση των μη πολικών ομάδων.

Δεσμοί υδρογόνου

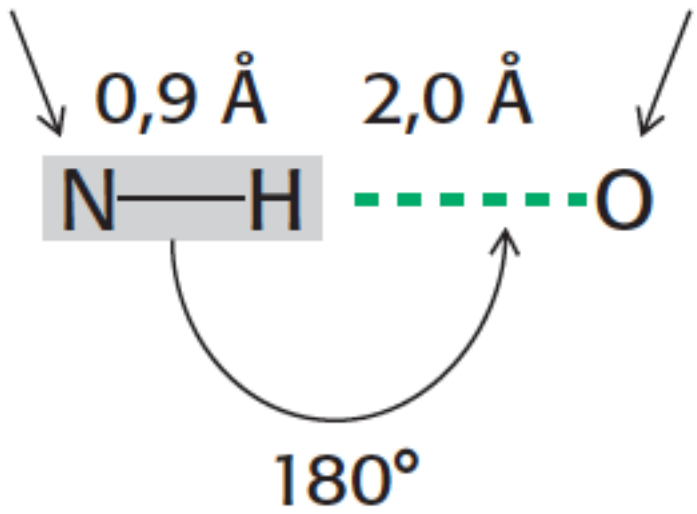
- ❑ Ουσιαστικά είναι ηλεκτροστατικές αλληλεπιδράσεις
- ❑ Είναι υπεύθυνοι για τον σχηματισμό ειδικών ζευγών βάσεων στην διπλή έλικα του DNA.
- ❑ Σε ένα δεσμό υδρογόνου ένα άτομο υδρογόνου ανήκει ταυτόχρονα σε δύο διαφορετικά ηλεκτραρνητικά άτομα όπως οξυγόνο ή άζωτο.
- ❑ Δότης υδρογόνου: η ομάδα που περιέχει τόσο το άτομο υδρογόνου όσο και το άτομο στο οποίο το υδρογόνο είναι πιο ισχυρά δεσμευμένο.
- ❑ Δέκτης υδρογόνου: το άτομο με την ασθενέστερη δέσμευση στο υδρογόνο.
- ❑ Δεσμοί υδρογόνου πολύ ασθενέστεροι των ομοιοπολικών (ενέργεια: 4-20 kJ/mol) και με μεγαλύτερο μήκος από αυτούς.
- ❑ Οι πιο ισχυροί δεσμοί υδρογόνου είναι σχεδόν ευθείς



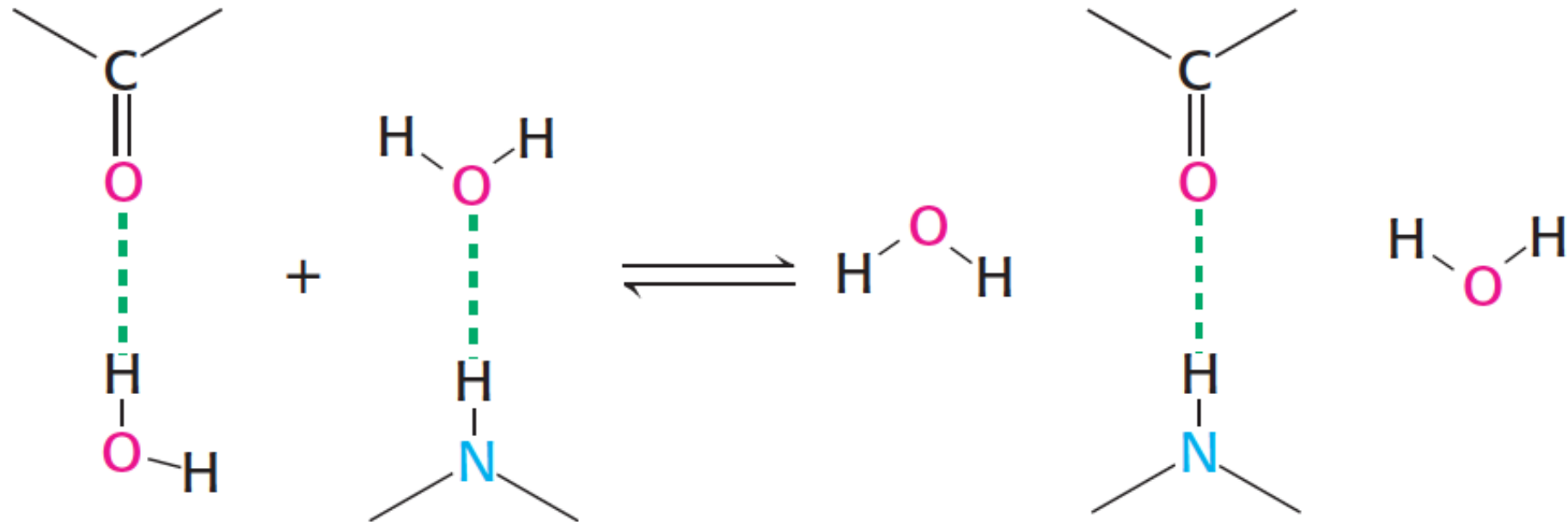
ΕΙΚΟΝΑ 1.9 Δεσμοί υδρογόνου. Οι δεσμοί υδρογόνου εμφανίζονται ως διακεκομμένες πράσινες γραμμές. Φαίνονται οι θέσεις των μερικών φορτίων (δ^+ και δ^-).

Δότης δεσμού
υδρογόνου

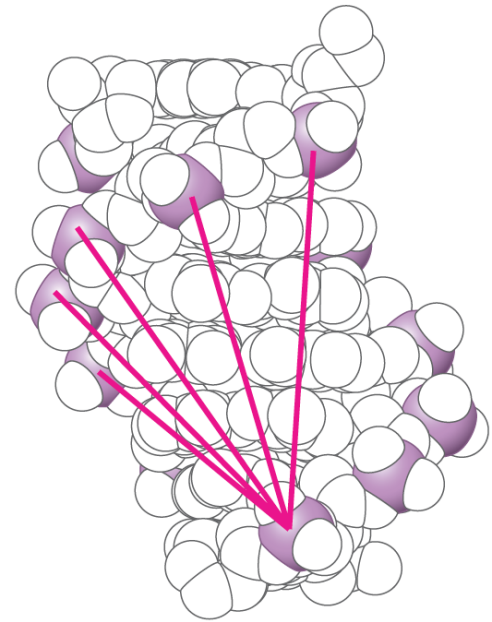
Δέκτης δεσμού
υδρογόνου



γεωμετρία και παραδείγματα
δεσμού υδρογόνου και

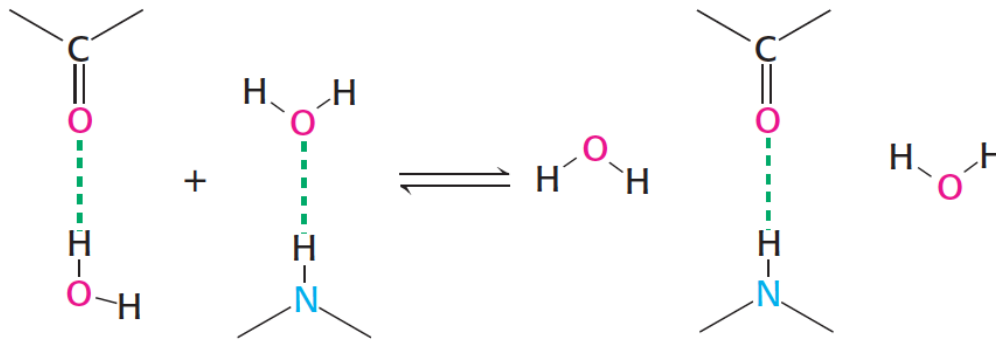


Η διπλή έλικα είναι έκφραση των κανόνων της χημείας

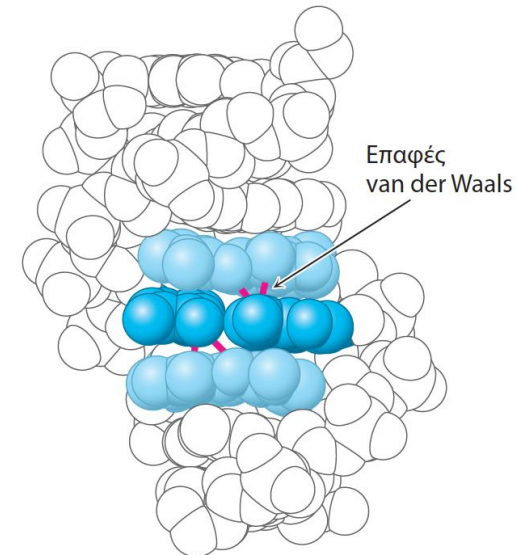


- ❑ Κάθε φωσφορική ομάδα έχει αρνητικό φορτίο → απωθούνται μεταξύ τους
- ❑ Όταν οι δύο αλυσίδες ζευγαρώνουν εμφανίζονται μη ευνοϊκές ηλεκτρικές αλληλεπιδράσεις. Τότε γιατί συμβαίνει???????
- ❑ Οι δεσμοί υδρογόνου είναι πολύ σημαντικοί για τον προσδιορισμό των ειδικών ζευγών βάσεων στη διπλή έλικα.
- ❑ Μέσα στην διπλή έλικα το πακετάρισμα των βάσεων και οι σχετικές αλληλεπιδράσεις van der Waals είναι σχεδόν βέλτιστες στη δομή της διπλής έλικας.
- ❑ Το πακετάρισμα των βάσεων γίνεται και λόγω του φαινομένου της υδροφοβικότητας.

ΕΙΚΟΝΑ 1.13 Ηλεκτροστατικές αλληλεπιδράσεις στο DNA. Κάθε μονάδα μέσα στη διπλή έλικα περιλαμβάνει μια φωσφορική ομάδα (το άτομο φωσφόρου φαίνεται με προφυρό χρώμα) η οποία είναι αρνητικά φορτισμένη. Οι αρνητικές αυτές αλληλεπιδράσεις μεταξύ φωσφορικών ομάδων φαίνονται με κόκκινο χρώμα. Αυτές οι απωστικές αλληλεπιδράσεις αντιτίθενται στον σχηματισμό της διπλής έλικας.



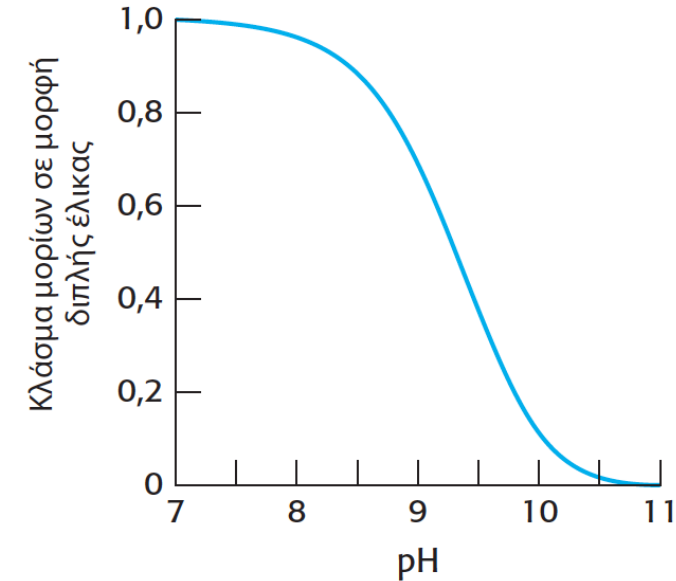
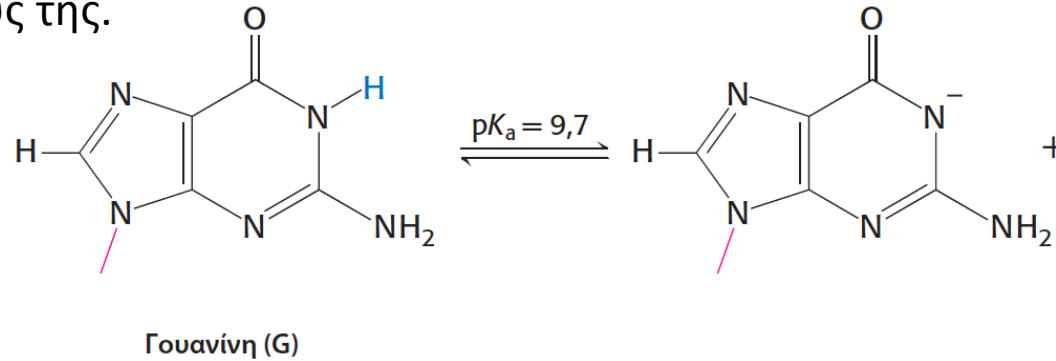
ΕΙΚΟΝΑ 1.14 Στοίβαγμα βάσεων. Μέσα στη διπλή έλικα του DNA γειτονικά ζεύγη βάσεων στοιβάζονται το ένα επάνω στο άλλο, έτσι ώστε πολλά άτομα σε δύο γειτονικά ζεύγη βάσεων απέχουν το ένα από το άλλο όσο και η μεταξύ τους απόσταση van der Waals. Το ζεύγος βάσεων αναφοράς φαίνεται με σκούρο μπλε χρώμα, ενώ τα δύο γειτονικά ζεύγη βάσεων είναι με ανοιχτό μπλε χρώμα. Τα διάφορα σημεία επαφής van der Waals υποδεικνύονται με κόκκινο.



Οι αντιδράσεις οξέος-βάσης μπορούν να αποδιατάξουν τη διπλή έλικα

❑ Σχηματισμός διπλής έλικας => σε pH=7

❑ Καθώς το pH αυξάνεται >9 (με προσθήκη πυκνής βάσης (OH⁻)), η διπλή έλικα διίσταται στους δύο μονούς κλώνους της.



❑ Τα ιόντα υδροξυλίου αντιδρούν με τις ζευγαρωμένες βάσεις στο DNA αφαιρώντας ορισμένα πρωτόνια.

❑ Διάσταση ενός πρωτονίου από μία ουσία έχει σταθερά ισορροπίας που ορίζεται ως:

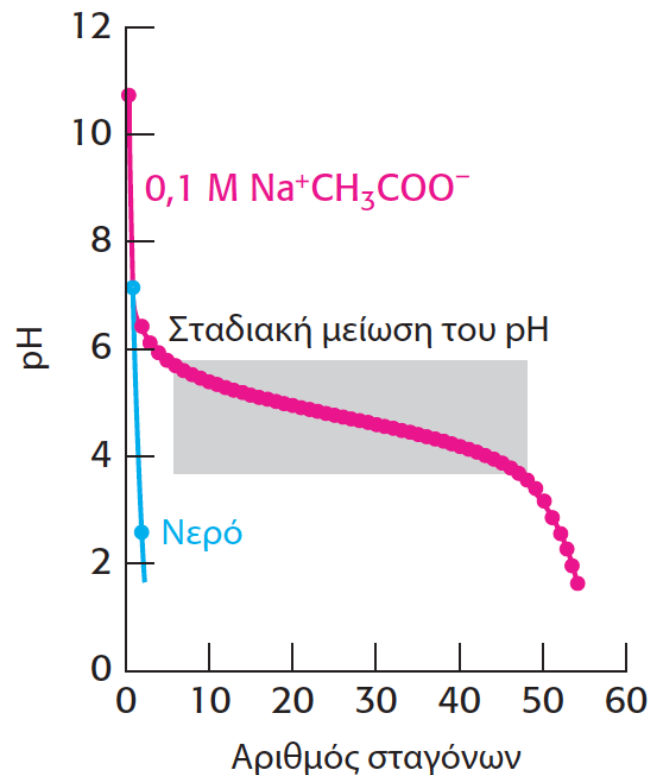
$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$pK_a = -\log(K_a)$$

$$\begin{aligned} \text{Όταν } pH = pK_a = -\log[H^+] &\rightarrow -\log[H^+] = -\log\left(\frac{[H^+][A^-]}{[HA]}\right) \rightarrow [H^+] = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \rightarrow \text{Διαιρώντας με } [H^+]: 1 = \frac{[A^-]}{[HA]} \\ &\rightarrow [A^-] = [HA] \end{aligned}$$

❑ Άρα όταν το pH ισούται με το pK_a τότε η συγκέντρωση της αποπρωτονιωμένης μορφής της ομάδας ή του μορίου ισούται με τη συγκέντρωση της πρωτονιωμένης μορφής.

Τα ρυθμιστικά διαλύματα ρυθμίζουν το pH τόσο σε ζωντανούς οργανισμούς όσο και στο εργαστήριο



ΕΙΚΟΝΑ 1.17 Δράση ρυθμιστικού διαλύματος. Η προσθήκη ενός ισχυρού οξέος, 1 M HCl, σε καθαρό νερό έχει ως αποτέλεσμα την απότομη πτώση του pH κοντά στο 2. Αντίθετα, η προσθήκη οξέος σε ένα διάλυμα 0,1 M οξικού νατρίου (Na⁺ CH₃COO⁻) οδηγεί σε πολύ πιο σταδιακή μείωση του pH μέχρι αυτό να φθάσει σε τιμή χαμηλότερη του 3,5.

- ❑ Αλλαγή στο pH μπορεί να αποδιατάσσει τη δομή πολλών μακρομορίων και να εκκινεί βλαβερές ανιδράσεις.
- ❑ Στα βιολογικά συστήματα έχουν εξελιχθεί τρόποι ώστε να μετριάζονται οι αλλαγές στο pH.
- ❑ Τα διαλύματα που ανθίστανται σε τέτοιες αλλαγές ονομάζονται **ρυθμιστικά (buffer)**.
- ❑ Όταν προστεθεί οξύ σε ένα ρυθμιστικό διάλυμα η πτώση του pH είναι βαθμιαία.
- ❑ Τα ρυθμιστικά διαλύματα μετριάζουν επίσης την αύξηση του pH που προκαλεί η προσθήκη μιας βάσης και τις αλλαγές του pH που οφείλονται σε αραίωση.
- ❑ Μπορούμε να αναλύσουμε τη δράση του ρυθμιστικού διαλύματος ποσοτικά ως εξής.

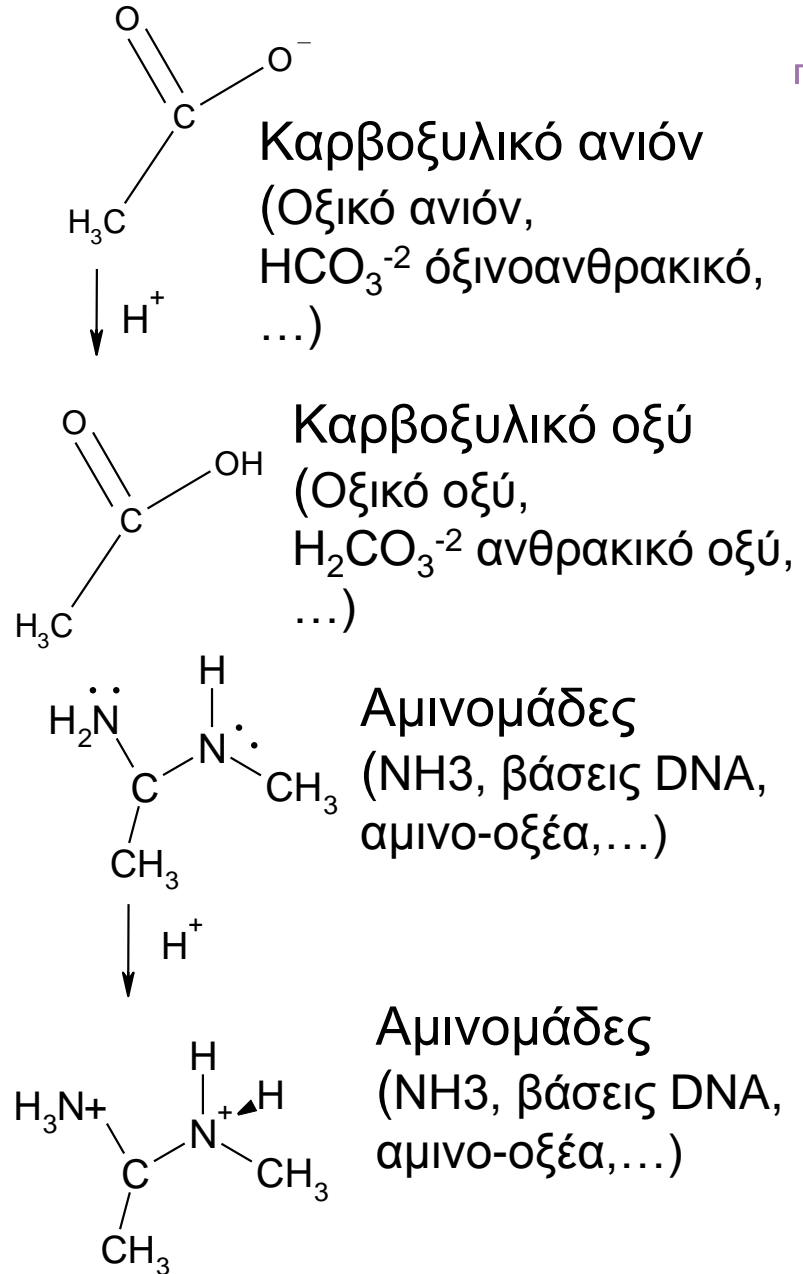
Η σταθερά ισορροπίας για τη διάσπαση του οξέος είναι: $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$ →

$$\log(K_a) = \log([H^+]) + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right) \rightarrow \mathbf{pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)}$$

Εξίσωση Henderson- Hasselbalch

$$\mathbf{[\text{οξικό ανιόν}] / [\text{οξικό οξύ}] = [A^-] / [HA] = 10^{pH - pK_a}}$$

Σημαντικές ομάδες και δεσμοί στην Χημεία της Ζωής



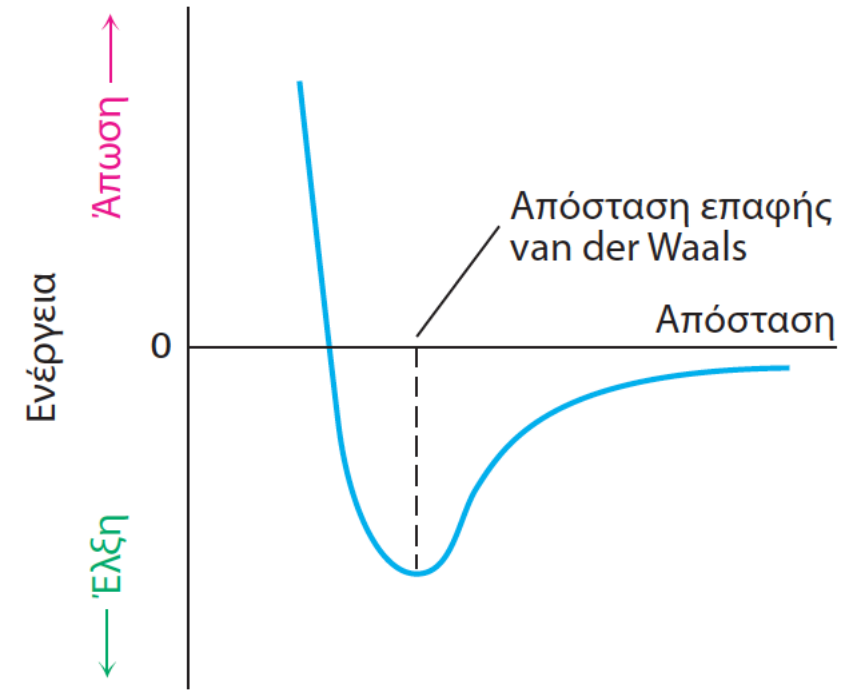
ΠΙΝΑΚΑΣ 3.1 Τυπικές τιμές pK_a ιοντιζόμενων ομάδων στις πρωτεΐνες.

Ομάδα	Οξύ	\rightleftharpoons	Βάση	Τυπικό pK_a^*
Τελική α -καρβοξυλομάδα		\rightleftharpoons		3,1
Ασπαραγινικό οξύ Γλουταμινικό οξύ		\rightleftharpoons		4,1
Ιστιδίνη		\rightleftharpoons		6,0
Τελική α -αμινομάδα		\rightleftharpoons		8,0
Κυστεΐνη		\rightleftharpoons		8,3
Τυροσίνη		\rightleftharpoons		10,9
Λυσίνη		\rightleftharpoons		10,8
Αργινίνη		\rightleftharpoons		12,5

* Οι τιμές pK_a εξαρτώνται από τη θερμοκρασία, την ιοντική ισχύ και το μικροπεριβάλλον της ιοντιζόμενης ομάδας.

Αλληλεπιδράσεις van der Waals

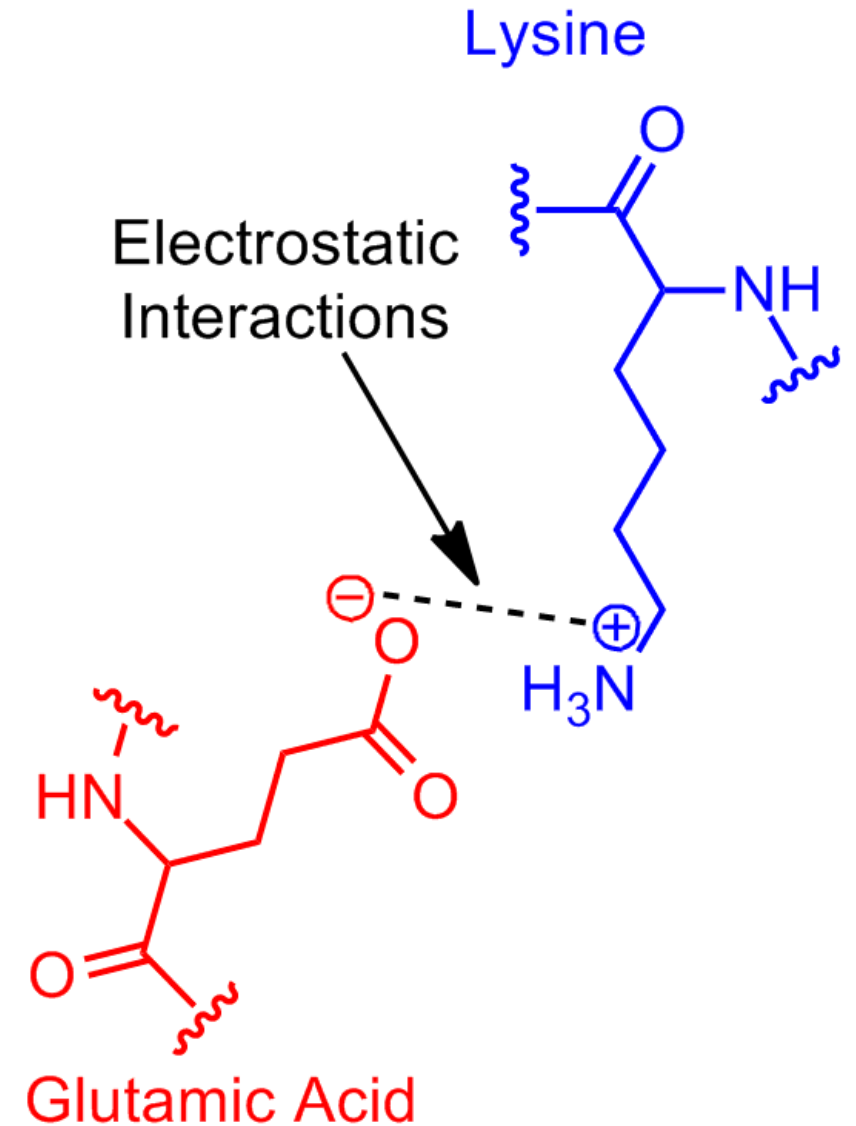
- ❑ Η κατανομή των ηλεκτρονιακών φορτίων γύρω από ένα άτομο αλλάζει με την πάροδο του χρόνου.
- ❑ Σε μία δεδομένη στιγμή η κατανομή του φορτίου ενός ατόμου δεν είναι απόλυτα συμμετρική.
- ❑ Αυτή η ασυμμετρία προκαλεί μέσω ηλεκτραρνητικών αλληλεπιδράσεων μία ασυμμετρία και στην κατανομή των ηλεκτρονίων στα γειτονικά του μόρια.
- ❑ Η συνεπαγόμενη έλξη μεταξύ ενός ζεύγους ατόμων αυξάνεται καθώς πλησιάζουν μέχρι να φτάσουν σε **απόσταση επαφής van der Waals**.
- ❑ Η ενέργεια που σχετίζεται με την αλληλεπίδραση van der Waals είναι πολύ μικρή



ΕΙΚΟΝΑ 1.10 Η ενέργεια μιας αλληλεπίδρασης van der Waals κατά την προσέγγιση δύο ατόμων. Η ενέργεια έχει την πιο ευνοϊκή τιμή όταν η απόσταση μεταξύ των πυρήνων ισούται με την απόσταση (ακτίνα) επαφής van der Waals. Η προσέγγιση των ατόμων σε απόσταση μικρότερη από αυτήν οδηγεί σε ραγδαία αύξηση της ενέργειας λόγω της άπωσης μεταξύ ηλεκτρονίων.

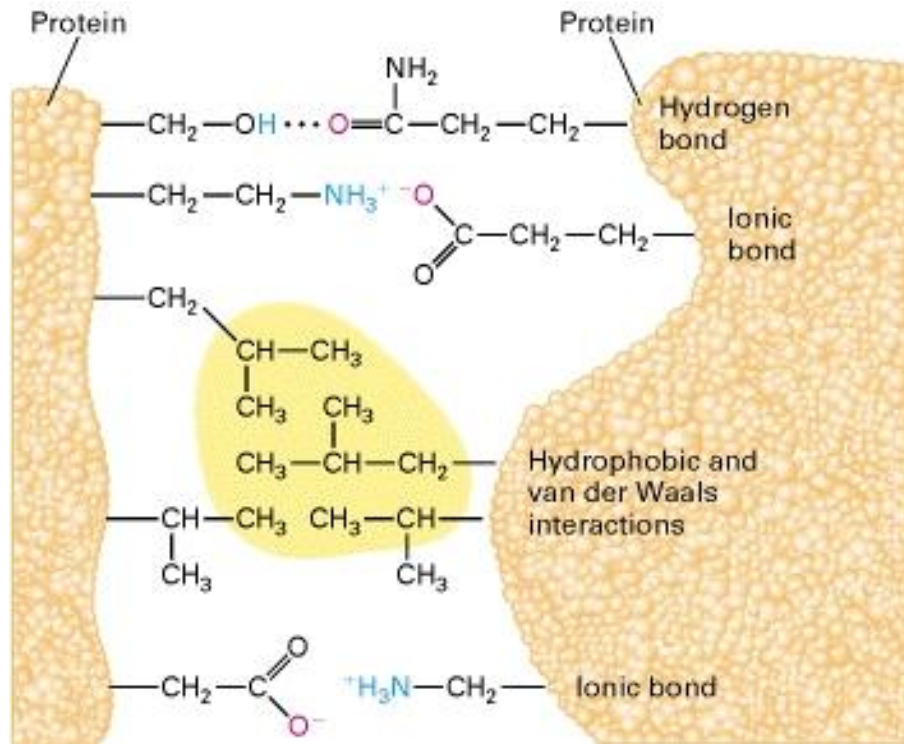
Ηλεκτροστατικές αλληλεπιδράσεις

- ❑ Μία φορτισμένη ομάδα από ένα μόριο μπορεί να έλξει μία αντίθετα φορτισμένη ομάδα σε κάποιο άλλο μόριο.
- ❑ Εξαρτάται από τα ηλεκτρικά φορτία των ατόμων
- ❑ Μία ελκτική αλληλεπίδραση έχει αρνητική ενέργεια

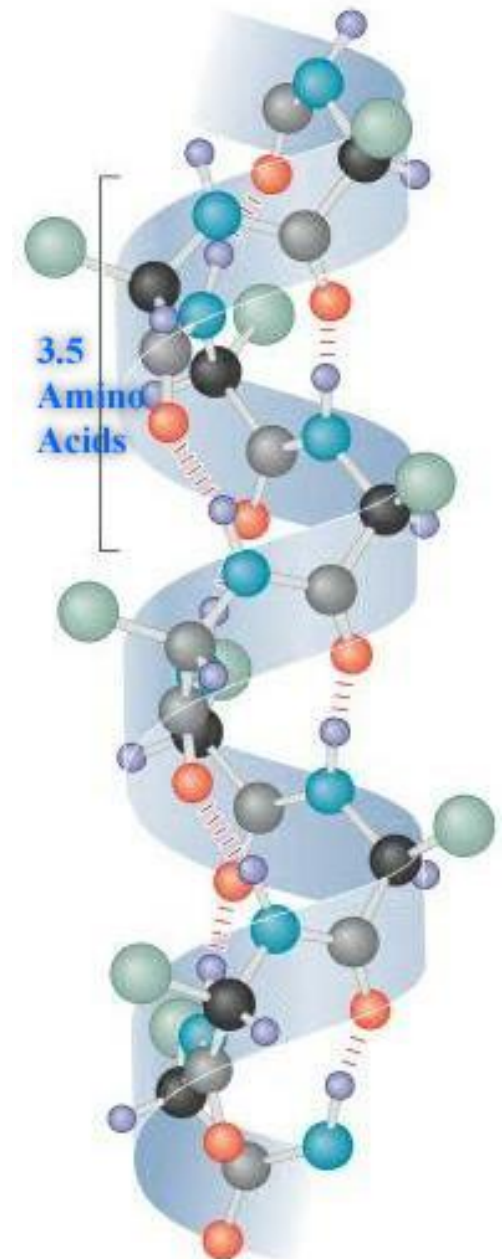


Ισχύς δεσμών υδρογόνου

Οι δεσμοί υδρογόνου μπορούν να ποικίλουν σε ισχύ από πολύ αδύναμες ($1-2 \text{ kJ mol}^{-1}$) μέχρι υπερβολικά ισχυρές (40 kJ mol^{-1}), Τόσο ισχυρές ώστε να είναι δυσδιάκριτες από έναν ομοιοπολικό δεσμό, όπως στο ιόν HF_2^- . Κάποια παραδείγματα:



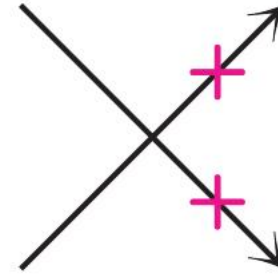
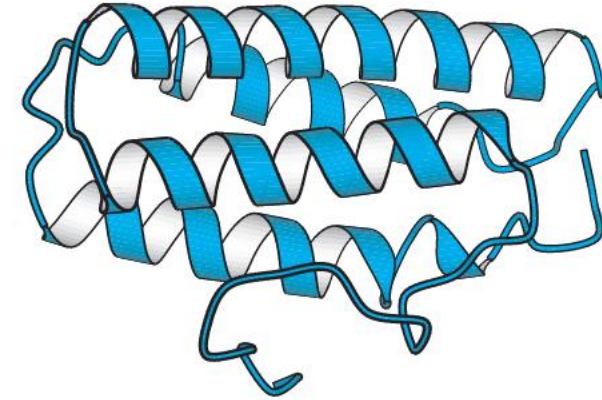
- $\text{O}-\text{H} \cdots \text{N}$ (7 kcal/mol)
- $\text{O}-\text{H} \cdots \text{O}$ (5 kcal/mol)
- $\text{N}-\text{H} \cdots \text{N}$ (3 kcal/mol)
- $\text{N}-\text{H} \cdots \text{O}$ (2 kcal/mol)



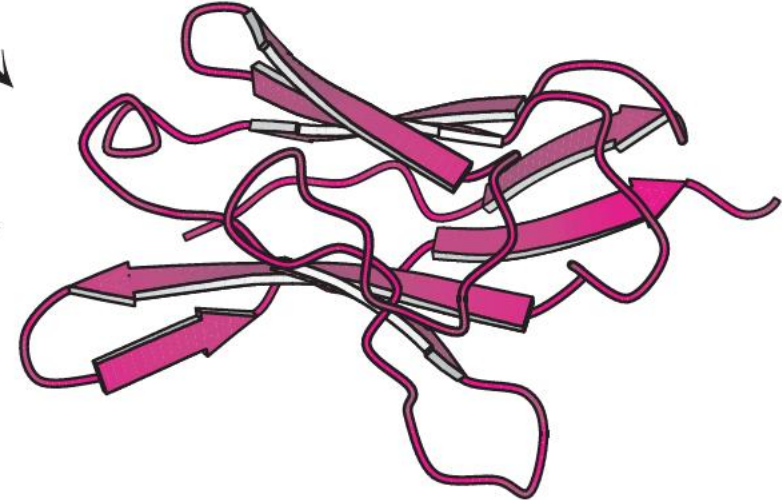
DNA → πρωτεΐνες



Αλληλουχία αμινοξέων αρ. 1



Αλληλουχία αμινοξέων αρ. 2



Πριν ξεκινήσει η αλληλούχηση του ανθρώπινου γονιδιώματος αναμέναμε ΟΛΟΙ **100.000** γονίδια (πρωτεΐνες) ή τωρινή ανάλυση τοποθετεί των αριθμό αυτό σε περίπου **23.000** !

Οι νόμοι της θερμοδυναμικής καθορίζουν τη συμπεριφορά των βιοχημικών συστημάτων

- Είναι γενικές αρχές οι οποίες διέπουν όλες τις φυσικές και βιολογικές διεργασίες
- Έχουν μεγάλη σπουδαιότητα γιατί προσδιορίζουν τις συνθήκες υπό τις οποίες συγκεκριμένες διεργασίες μπορούν ή όχι να λάβουν χώρα.
- Κάνουν διάκριση μεταξύ ενός συστήματος και του περιβάλλοντος του.
- Σύστημα: ύλη που βρίσκεται σε μία καλά καθορισμένη περιοχή του χώρου.
- Περιβάλλον: η ύλη στο υπόλοιπο σύμπαν.

1^{ος} ΝΟΜΟΣ ΤΗΣ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗΣ

** Η συνολική ενέργεια ενός συστήματος και του περιβάλλοντός του παραμένει σταθερή.**

- Η ενέργεια που υπάρχει στο σύμπαν παραμένει σταθερή, δεν χάνεται, δεν δημιουργείται.
- Η ενέργεια μπορεί να πάρει διαφορετικές μορφές (π.χ. θερμότητα, δυναμική ενέργεια)
- Ο 1^{ος} νόμος της θερμοδυναμικής απαιτεί η ενέργεια που απελευθερώνεται από τον σχηματισμό κάποιων δεσμών να χρησιμοποιηθεί είτε για την διάσπαση κάποιων άλλων δεσμών είτε να απελευθερωθεί ως θερμότητα είτε να αποθηκευτεί με μια άλλη μορφή ενέργειας.

Οι νόμοι της θερμοδυναμικής καθορίζουν τη συμπεριφορά των βιοχημικών συστημάτων

□ 2^{ος} ΝΟΜΟΣ ΤΗΣ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗΣ

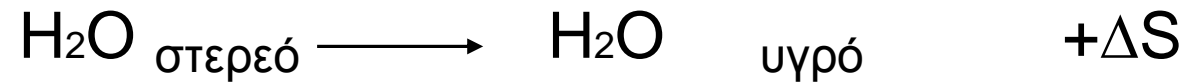
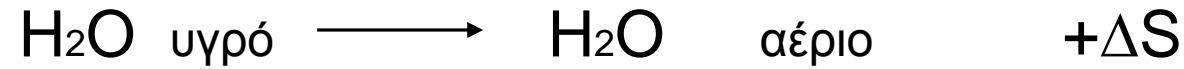
** Η συνολική εντροπία (S) (αταξία) ενός συστήματος και του περιβάλλοντος του πάντοτε αυξάνεται.**

- Η εντροπία μπορεί να μειωθεί σε τοπικό επίπεδο κατά τον σχηματισμό μιας καλά καθορισμένης δομής μόνο εάν η εντροπία σε άλλα μέρη του συστήματος αυξάνεται κατά την ίδια ή μεγαλύτερη ποσότητα.
- Τοπική μείωση εντροπίας → συχνά συνοδεύεται από απελευθέρωση θερμότητας η οποία αυξάνει την εντροπία του περιβάλλοντος.
- Η εντροπία μπορεί να αλλάξει την πορεία μίας χημικής αντίδρασης κατά μία ποσότητα $\Delta S_{\text{συστήματος}}$
- Αν ρέει θερμότητα από το σύστημα προς το περιβάλλον τότε η περιεκτικότητα σε θερμότητα (ενθαλπία (H)) του συστήματος θα μειωθεί κατά μία ποσότητα $\Delta H_{\text{συστήματος}}$.
- Η μεταβολή στην εντροπία του περιβάλλοντος θα είναι ευθέως ανάλογη της ποσότητας θερμότητας που έχει μεταφερθεί σε αυτό και αντιστρόφως ανάλογη της θερμοκρασίας (T) του περιβάλλοντος.

$$\Delta S_{\text{περιβάλλοντος}} = -\Delta H_{\text{συστήματος}}/T$$

Εντροπία

Είναι ένα μέτρο σύγκρισης της αταξίας ενός συστήματος
Υψηλά επίπεδα εντροπίας σημαίνουν άτακτες καταστάσεις, αμηλά επίπεδα εντροπίας
χαρακτηρίζουν ομαλές καταστάσεις



Μια αντίδραση με $+\Delta S$ μπορεί να γίνει αυθόρμητα ακόμα και εάν το ΔH είναι θετικό
(ενδόθερμη)

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Η φύση (οργανισμοί) έχουν εκμεταλλευτεί αυτές τις «αντιδράσεις» (ενδόθερμες) και
συγκεκριμένα την $\text{H}_2\text{O} \text{ υγρό} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} \text{ αέριο}$

Μέχρι εδώ 11 Οκτ18

για να απάγουν θερμότητα (εφίδρωση)

Χημική ισορροπία



$$U_1 = k_1[A]^a[B]^b$$

$$U_2 = k_2[C]^c[D]^d$$

$$\text{Σταθερά ισορροπίας } K_c = k_1/k_2$$

Έκφραση της Σταθεράς Ισορροπίας
για την αντίδραση



Εκφράζεται με την σταθερά ισορροπίας

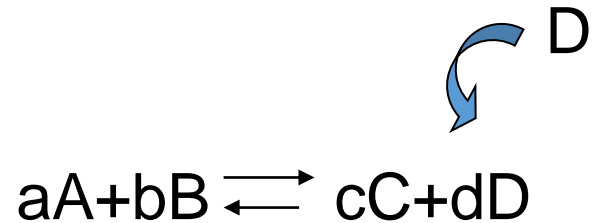
$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$


Εξαρτάται μόνο από την θερμοκρασία

Χημική ισορροπία

Αρχή του Le Chatelier (αρχή της φυγής προ της βίας)

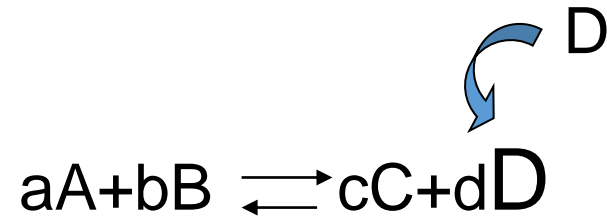
Όταν σε ένα υλικό σύστημα, που βρίσκεται σε κατάσταση ισορροπίας αλλάξουμε έναν από τους παράγοντες, που επηρεάζουν την ισορροπία του, τότε το σύστημα μετατοπίζει τη θέση ισορροπίας του προς εκείνη την κατεύθυνση, προς την οποία αντισταθμίζεται το αποτέλεσμα της αλλαγής των εξωτερικών συνθηκών ή προς την οποία εξουδετερώνεται η εξωτερικώς επιβαλλόμενη αλλαγή.





$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = \frac{5^4}{2^1} = 10$$

Χημική ισορροπία Αρχή του Le Chatelier

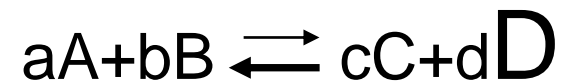
Όταν σε ένα υλικό σύστημα, που βρίσκεται σε κατάσταση ισορροπίας αλλάξουμε έναν από τους παράγοντες, που επηρεάζουν την ισορροπία του, τότε το σύστημα μετατοπίζει τη θέση ισορροπίας του προς εκείνη την κατεύθυνση, προς την οποία αντισταθμίζεται το αποτέλεσμα της αλλαγής των εξωτερικών συνθηκών ή προς την οποία εξουδετερώνεται η εξωτερικώς επιβαλλόμενη αλλαγή.



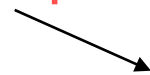
σταθερά

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = \frac{5^4}{2^1} = 10$$
$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = \frac{5^4 \cdot 6}{2^1} = \frac{30}{2} = 15 \neq 10$$


Χημική ισορροπία Αρχή του Le Chatelier



σταθερά

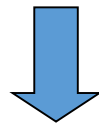
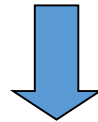
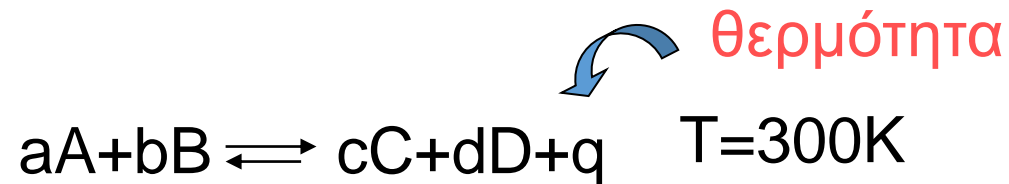


$$K_c = [C]^c [D]^d / [A]^a [B]^b = 30/3 = 10$$

Χημική ισορροπία Αρχή του Le Chatelier γενικά

Εξώθερμες: αντιδρώντα \rightleftharpoons προϊόντα + θερμότητα
Ενδόθερμες: αντιδρώντα + θερμότητα \rightleftharpoons προϊόντα

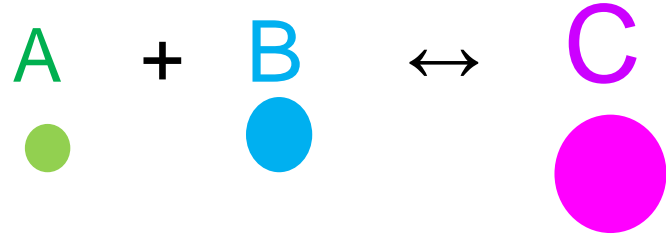
$$K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$



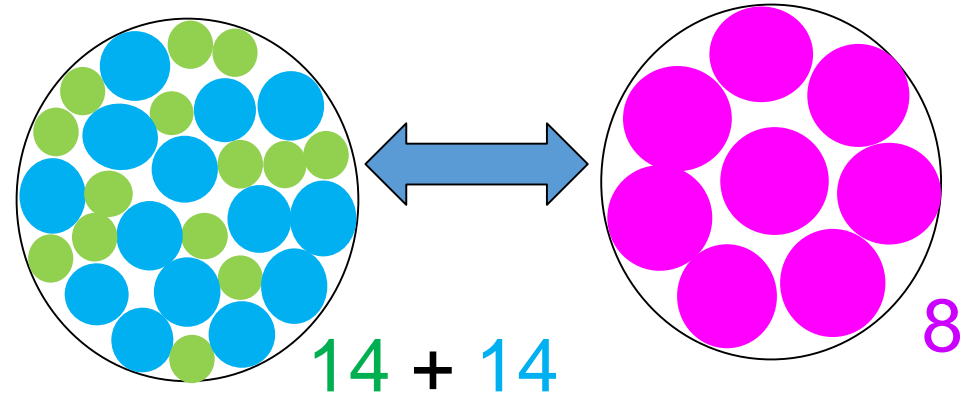
Αλλαγές της K_c λόγω διαφορετικής T

Προϊόντα και αντιδρώντα σαν ποσά ΕΝΕΡΓΕΙΑΣ

Περίπτωση αντίδρασης με

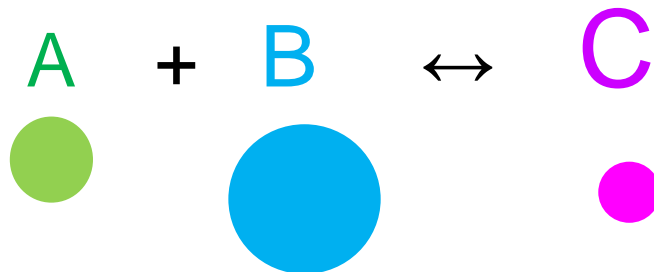


χαμηλής ενεργειακής στάθμης αντιδρώντα και υψηλής προϊόντα

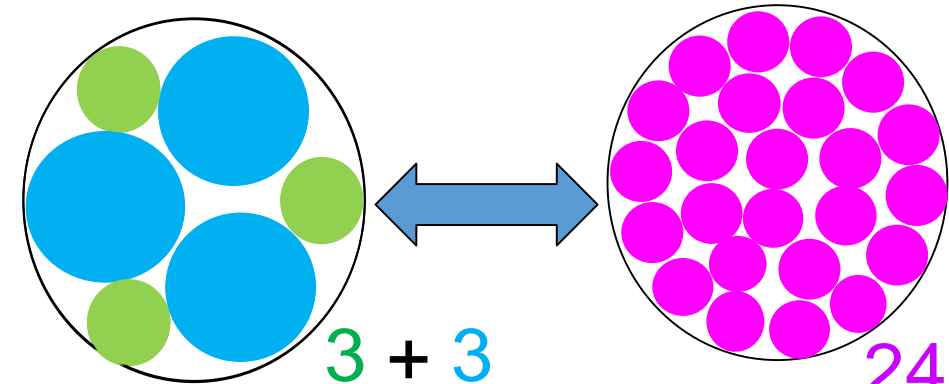


$$K = \frac{8}{14 \times 14} = 0,041$$

Περίπτωση αντίδρασης με

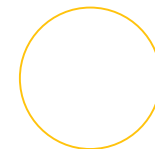


υψηλής ενεργειακής στάθμης αντιδρώντα και χαμηλής προϊόντα



$$K = \frac{24}{3 \times 3} = 2,67$$

Ποσό ενέργειας ανάλογο της διαμέτρου της σφαίρας



Τα αντιδρώντα και τα προϊόντα στο τέλος την αντίδρασης ΠΡΕΠΕΙ να έχουν την ίδια ποσότητα Ενέργειας

Ελεύθερη ενέργεια του Gibbs (G)

$$\Delta G = G \text{ προϊόντων} - G \text{ αντιδρώντων}$$

$$G = H - T \cdot S$$

$$H \text{ προϊόντων} - H \text{ αντιδρώντων} - T(S \text{ προϊόντων} - S \text{ αντιδρώντων}) = \Delta H - T \Delta S$$

Αλλαγή ή ΔG Προϊόντα \rightarrow αντιδρώντα	Συμβάντα
-	Η αντίδραση είναι αυθόρμητη, θα γίνει από μόνη της
0	Η αντίδραση είναι σε ισορροπία, καθόλου αλλαγές
+	Η αντίδραση δεν θα γίνει

Με άλλα λόγια:

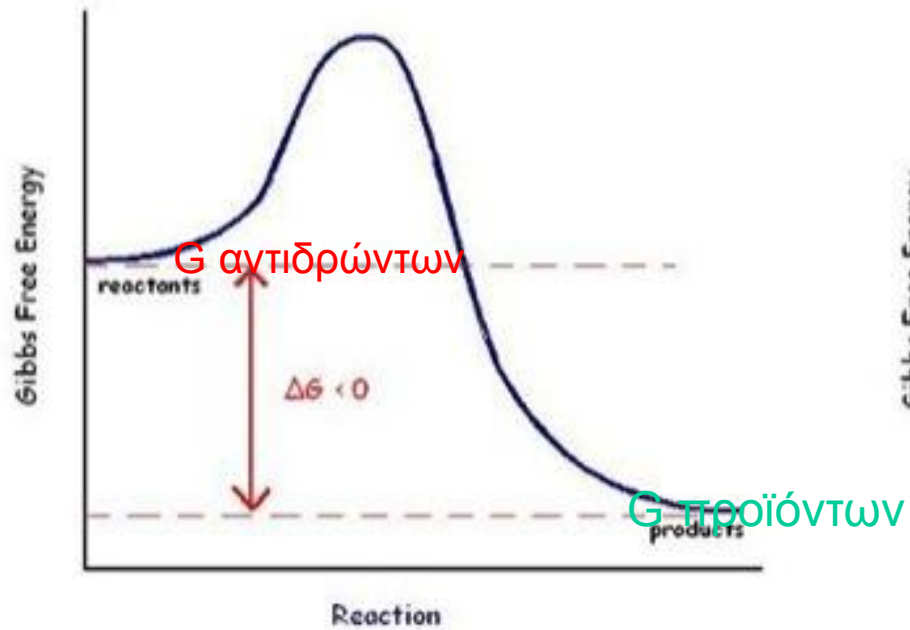
όταν η **ενέργεια** (όχι η συγκέντρωση) των προϊόντων και των αντιδρώντων γίνει ίση τότε σταματάνε να γίνονται αλλαγές και επέρχεται ισορροπία

$K_c = [C] [D] / [A] [B]$ είναι σε ισορροπία

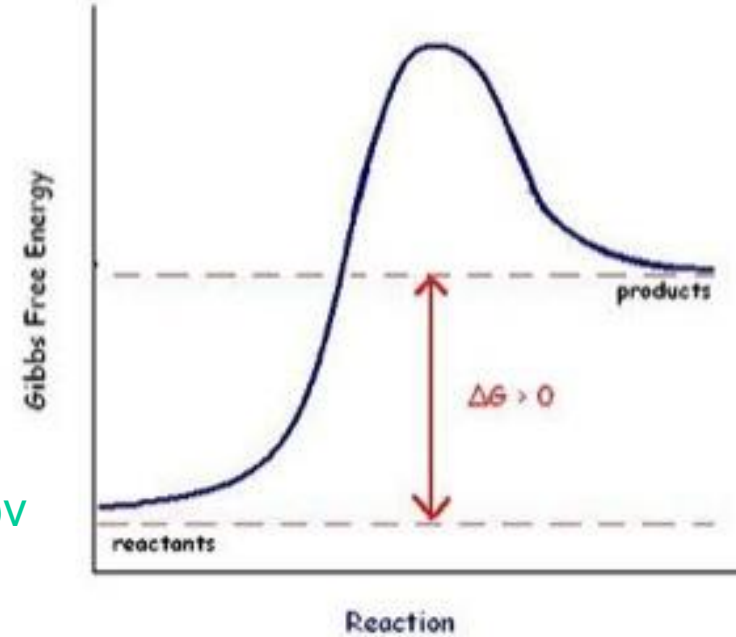
τί θα συμβεί στο G προϊόντων όταν αυξηθεί η ποσότητα του D;

εξώεργη και ενδόεργη χημική αντίδραση

Exergonic Reaction: $\Delta G < 0$
-Reaction is spontaneous.



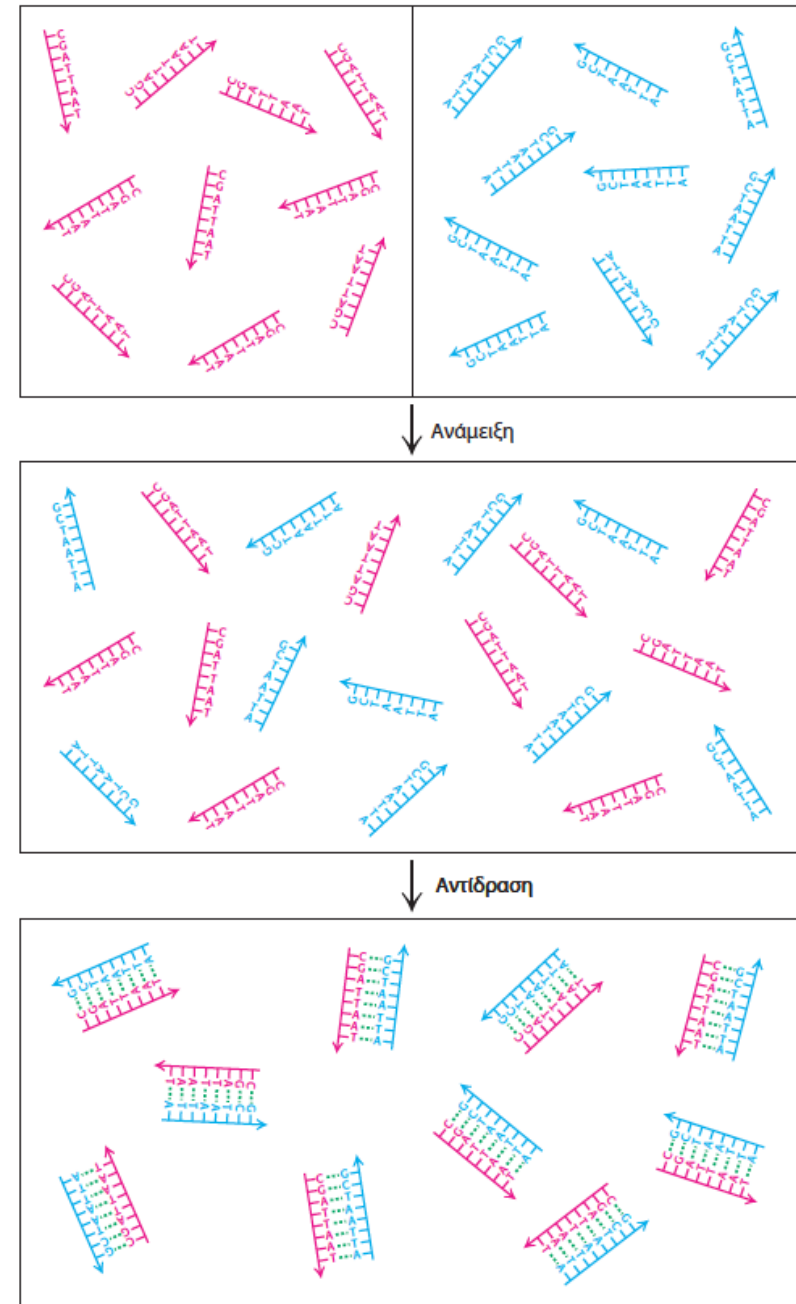
Endergonic Reaction: $\Delta G > 0$
-Reaction is not spontaneous.



Ο σχηματισμός της διπλής έλικας του DNA συνοδεύεται από απελευθέρωση θερμότητας

- ❑ Ο σχηματισμός της διπλής έλικας από δύο μονές αλυσίδες οδηγεί σε αύξηση της τάξης του συστήματος (DNA), δηλαδή σε μείωση της εντροπίας του.
- ❑ Η διπλή έλικα δεν μπορεί να σχηματιστεί χωρίς να παραβιαστεί ο δεύτερος νόμος της θερμοδυναμικής.
- ❑ Ο νόμος δεν παραβιάζεται με την απελευθέρωση σημαντικής ποσότητας θερμότητας στο περιβάλλον κατά τον σχηματισμό της διπλής έλικας → αύξηση εντροπίας περιβάλλοντος

ΕΙΚΟΝΑ 1.15 Σχηματισμός διπλής έλικας και εντροπία. Όταν αναμειχθούν δύο διαλύματα που περιέχουν αλυσίδες DNA με συμπληρωματικές αλληλουχίες, τότε οι αλυσίδες αντιδρούν για να σχηματιστεί διπλή έλικα. Η διεργασία οδηγεί σε μείωση της εντροπίας του συστήματος, δείχνοντας ότι θα πρέπει να απελευθερωθεί θερμότητα προς το περιβάλλον ώστε να αποκλειστεί η παραβίαση του δεύτερου νόμου της θερμοδυναμικής.



Η έννοια της ΔG°

ΔG° είναι ένδειξη προς ποια κατεύθυνση θα πάει η αντίδραση όταν οι συγκεντρώσεις των αντιδρώντων και των προϊόντων είναι 1M

Η σχέση ΔG συνδέεται με την ΔG° μέσω της σχέσης

$$\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln [C] [D] / [A] [B]$$

Το κλάσμα $[C] [D] / [A] [B]$ μπορεί να είναι μια οποιαδήποτε αναλογία προϊόντων / αντιδρώντων οπότε όταν το κλάσμα γίνει $\ln 1 \cdot 1 / 1 \cdot 1 = 0$ τότε προφανώς το $\Delta G = \Delta G^\circ$

Όλα όσα ισχύουν από την αρχή του Αρχή του Le Chatelier εξηγούνται και ποσοτικά με την εξίσωση $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ (αλλά δεν είχατε το υπόβαθρο). Από εδώ και στο εξής ειδικά στην βιοχημεία όλες η αντιδράσεις θα αναλύονται με τις τιμές της ΔG° .

$$K_c = [C] [D] / [A] [B] \quad K_c = 10^3$$

ή

$$\Delta G^\circ = -0,00831 \times 298 \times \ln(1000) = -2,473 \times 6,9 = -4,65$$

$$\Delta G = \Delta G^{\circ} + RT \ln \frac{[\Gamma][\Delta]}{[A][B]}$$

Η εξίσωση εφαρμόζεται και σε περίπτωσης μακριά από την ισορροπία



$$\Delta G^{\circ} = -7,3 \text{ kcal/mol}$$

Άλλα εσωτερικά του κυττάρου τυπικές συγκεντρώσεις είναι $[\text{ATP}] = 10 \text{ mM}$, $[\text{ADP}] = 1 \text{ mM}$ και $[\text{P}_i] = 10 \text{ mM}$. Κάτω από αυτές τις συνθήκες ισχύει

$$\Delta G = \Delta G^{\circ} + RT \ln \frac{[\text{ADP}][\text{P}_i]}{[\text{ATP}]}$$

$$\Delta G = -7,3 \text{ kcal/mol} + 1,4 \log [10^{-3} 10^{-2}] / [10^{-2}]$$

$$\Delta G = -7,3 \text{ kcal/mol} + 1,4(-3)$$

$$\Delta G = -11,3 \text{ kcal/mol}$$

ΔG αντίδρασης ισομερείωσης φωσφορικής διυδροξυακετόνης (DHAP) σε 3-P-γλυκεραλδεΐδη (GAP)

$$K'_{eq} = 0,0475 \quad \Delta G^{\circ} = -2,303 \cdot RT \log_{10} K'_{eq} = +1,8 \text{ kcal/mol}$$

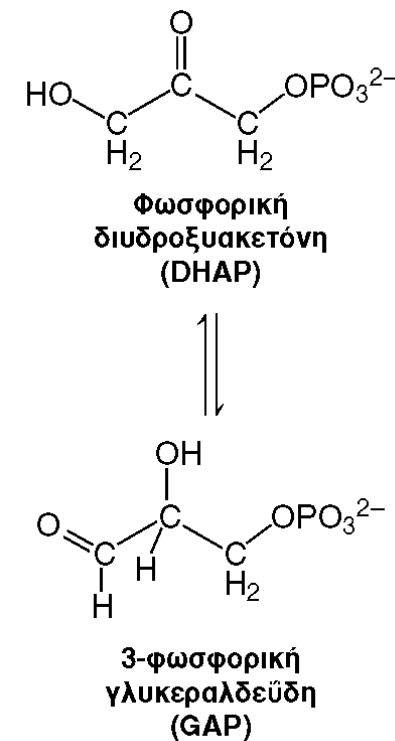
Κάτω από τις συνθήκες αυτές η αντίδραση είναι ενδόεργη.

Άρα η DHAP δεν μετατρέπεται αυθόρμητα σε GAP

Αλλά

όταν η αρχική συγκέντρωση της DHAP είναι 2×10^{-4} M και η αρχική συγκέντρωση της GAP είναι 3×10^{-6} M. Τοποθετώντας τις τιμές αυτές στην εξίσωση $\Delta G = \Delta G^{\circ} + RT \ln \frac{[GAP]}{[DHAP]}$

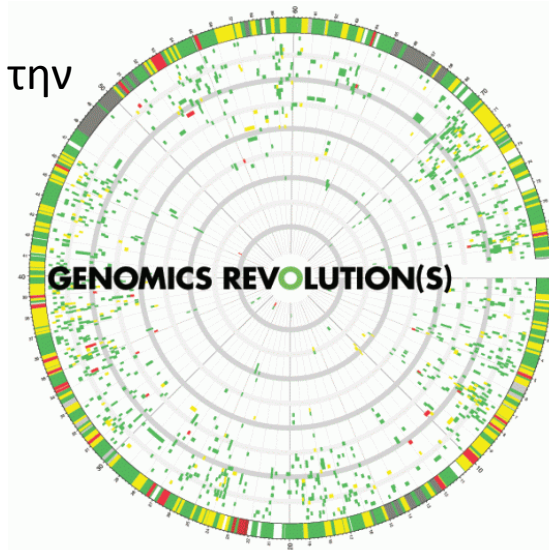
$$\text{έχουμε } \Delta G = -2,303 RT \log_{10} K'_{eq} \text{ kcal/mol} = -0,69 \text{ kcal/mol}$$



ΔG μιας αντίδρασης θα είναι μεγαλύτερη, μικρότερη ή ίδια με τη ΔG° εξαρτάται από τις συγκεντρώσεις των αντιδρώντων και των προϊόντων

Η γονιδιωματική επανάσταση μετασχηματίζει τη βιοχημεία και την ιατρική

- ❑ Την τελευταία δεκαετία έχει προσδιοριστεί η πλήρης αλληλουχία βάσεων των γονιδιωμάτων εκατοντάδων οργανισμών (φυτών, ζώων ποικίλης πολυπλοκότητας και του ανθρώπου=> ορόσημο στην ανθρώπινη ιστορία).
- ❑ Σοβαρές ασθένειες του ανθρώπου έχουν συσχετιστεί με συγκεκριμένες αλλαγές στη γονιδιωματική αλληλουχία (δρεπανοκυτταρική αναιμία).
- ❑ Γονιδιωματική αλληλουχία του ανθρώπου: πηγή πληροφοριών για την ανθρώπινη ιστορία και την εξέλιξη των οργανισμών.
- ❑ Συγκριτική γονιδιωματική: επιστήμη που συνδέει την εξέλιξη με τη βιοχημεία.
- ❑ Οι γονιδιακές αλληλουχίες κωδικοποιούν πρωτεΐνες και σχήματα έκφρασης τους.
- ❑ Γονίδιο: θεμελιώδης μονάδα κληρονομούμενων πληροφοριών.
- ❑ Αλληλουχία αζωτούχων βάσεων γονιδίου κωδικοποιεί αλληλουχία αμινοξέων μιας πρωτεΐνης (κωδικόνιο=> γενετικός κώδικας).

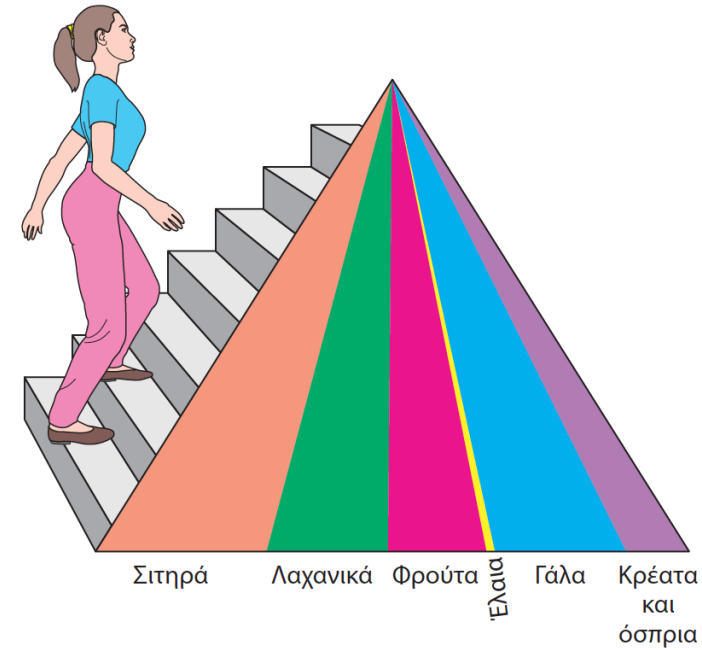


Η ατομικότητα εξαρτάται από την αλληλεπίδραση μεταξύ γονιδίων και περιβάλλοντος

- ❑ Κάθε ζεύγος ατόμων έχει μία διαφορετική βάση DNA ανά 200 βάσεις (διαφορά 0,5%)
- ❑ Συγκεκριμένα γονίδια/ ομάδες γονιδίων έχουν συσχετιστεί με συγκεκριμένες νόσοι ή προδιάθεση εμφάνισης μιας νόσου.
- ❑ Επιγενετικοί παράγοντες: συνδέονται με το γονιδίωμα αλλά δεν εμφανίζονται στην αλληλουχία του DNA
- ❑ Γενετική αποτύπωση: διαφορετική αν η γενετική ποικιλομορφία έχει κληρονομηθεί από τον πατέρα ή την μητέρα. (π.χ. ομοιοπολική τροποποίηση του DNA)
- ❑ Περιβαλλοντικοί παράγοντες: χημικές ουσίες που τρώμε ή στις οποίες εκτειθέμεθα

➔ **ΕΙΜΑΣΤΕ ΌΤΙ ΤΡΩΜΕ!!!!**

- ❑ Διάφορες δραστηριότητες (άσκηση, εκδήλωση συναισθήματος- φόβος, αγάπη, μπορεί να ενεργοποιήσουν συγκεκριμένες βιοχημικές πορείες οδηγώντας σε αλλαγές στα επίπεδα έκφρασης γονιδίων, έκλυση ορμονών κ.α.
- ❑ Πρόσφατες έρευνες δείχνουν το πολύ μεγάλο στρές συσχετίζεται με την βράχυνση των τελομερών

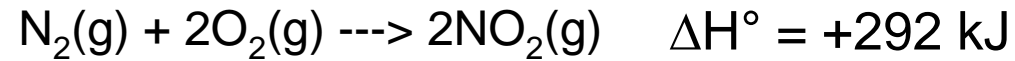


ΕΙΚΟΝΑ 1.20 Διατροφική πυραμίδα.

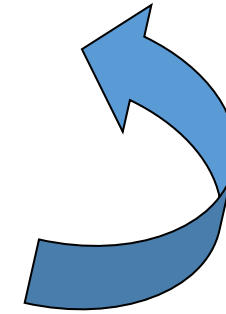
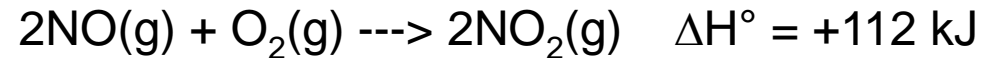
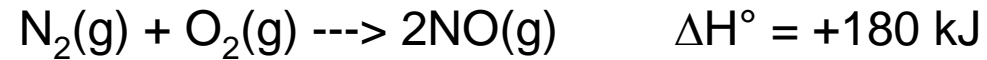
Μια υγιεινή διατροφή περιλαμβάνει ένα ισορροπημένο μείγμα ομάδων τροφών το οποίο θα παράσχει τον απαιτούμενο αριθμό θερμίδων καθώς και το κατάλληλο μείγμα βιοχημικών δομικών λίθων. [Ευγενική προσφορά Υπουργείου Γεωργίας ΗΠΑ.]

Νόμος του Hess

Ο νόμος του Hess δηλώνει ότι η θερμότητα που αποδίδεται ή απορροφάται σε μία χημική αντίδραση είναι η ίδια είτε αυτή γίνεται σε ένα είτε σε περισσότερα στάδια.



Χρησιμοποιώντας τις παρακάτω 2 αντιδράσεις:



Τα παραπάνω ισχύουν και για τα ΔG (πρόσθεση αντιστάσεων)

Εφαρμογή στην Βιολογική Χημεία



$$\text{Στους } 25^\circ\text{C} \quad K = [\text{B}]/[\text{A}] = 10^{-\Delta G_0 / 1,36} = 1,15 \times 10^{-3}$$

Εάν η αντίδραση $\text{A} \leftrightarrow \text{B}$ (συζευχθεί με ATP) + $\text{ATP} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{ADP} + \text{P}_i$ $\Delta G_0' = -7,3 \text{ kcal/mol}$



$$K = \frac{[\text{B}][\text{P}_i][\text{ADP}]}{[\text{A}][\text{ATP}]} = 10^{-(\Delta G_0'')/1,36} = 2,67 \times 10^2$$

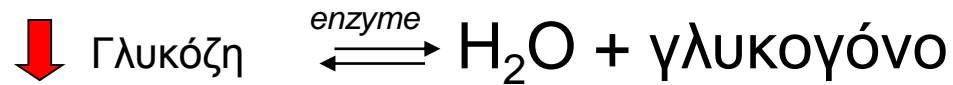
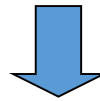
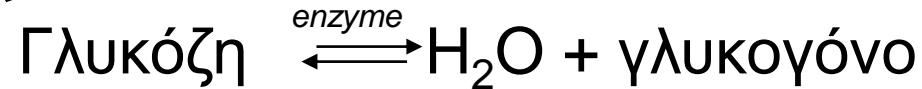
η αναλογία $[\text{P}_i][\text{ADP}]/[\text{ATP}]$ στο κύτταρο διατηρείται στα 500 M^{-1}

Οπότε η αναλογία $[\text{B}]/[\text{A}] = 1,34 \times 10^5$ από $1,15 \times 10^{-3}$ πριν

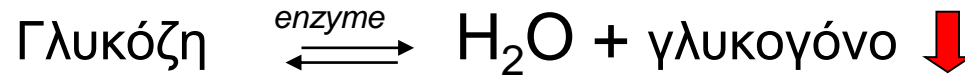
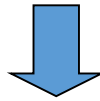
Ισορροπία *in vivo*

Κάποιοι κανόνες όπως *in vitro*

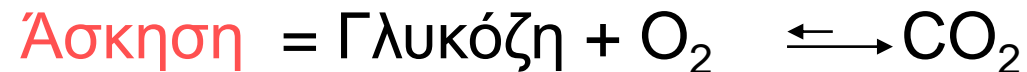
Σωματική
άσκηση



Προετοιμασία για διδασκαλία εισαγωγή στην Βιοχημεία

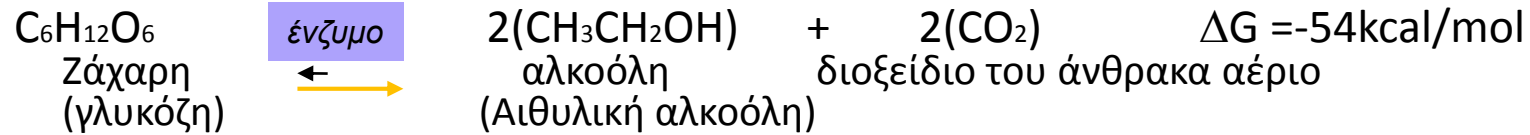


Δεν έχουμε αναφέρει ακόμα τίποτα σχετικά με το χρόνο



Ζύμωση της γλυκόζης

Χημεία ↔ Βιοχημεία ↔ Βιολογία



Θα γίνει η αντίδραση από μόνη της; **Ναι αλλά σε έτη**

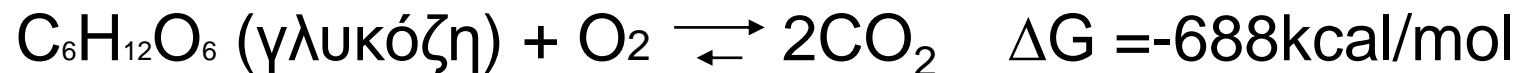
Η ικανότητα των κυττάρων που είναι υπεύθυνα για τη ζύμωση και να μετατρέψουν τη ζάχαρη σε διοξείδιο του άνθρακα και αλκοόλη εξαρτάται από τα ένζυμα.

Πράγματι η αλκοόλη καταστρέφει τα ένζυμα και σκοτώνει τα κύτταρα που είναι υπεύθυνα για τη ζύμωση όταν φτάνει υψηλές συγκεντρώσεις.

Αυτό συμβαίνει σε διαφορετικά επίπεδα για διαφορετικά είδη των κυττάρων αυτών. Η μαγιά της μπίρας δεν μπορεί να αντισταθεί παραπάνω από 5 με 6% βαθμούς οινοπνεύματος.

Η μαγιά του κρασιού είναι περισσότερο ανθεκτική σε μία κλίμακα του 10-15%.

Ειδικά καλλιεργημένα είδη των κυττάρων που είναι υπεύθυνα για τη ζύμωση με το κατάλληλο περιβάλλον μπορούν να αντέξουν το αλκοόλ μέχρι και επίπεδα κοντά στο 21%.



Το CO₂ εκτοπίζει το O₂ και έτσι δεν προχωρά η αντίδραση

Θερμίδες-Απόδοση

Θερμίδα (η ενέργεια που παίρνουμε από τις αντιδράσεις υπό την μορφή θερμότητας)

Μία μονάδα παραγόμενης ενέργειας που δύναται να προμηθευτεί από τρόφιμα και απελευθερώνεται με την οξείδωση από το σώμα, ισούται με το ποσό της ενέργειας που απαιτείται για να αυξηθεί η θερμοκρασία ενός κιλού νερού κατά 1°C σε πίεση μίας ατμόσφαιρας. Επίσης ονομάζεται διαιτολογική θερμίδα (nutritionist's calorie). Ακόμη λέγονται kilocalorie, kilogram calorie, large calorie.

Υδατάνθρακες = 4 kcal/g

Πρωτεΐνες = 4 kcal/g

Λίπη και έλαια = 9 kcal/g

☐ Ένα kilojoule (kJ) είναι ίσο με 1000 joule.

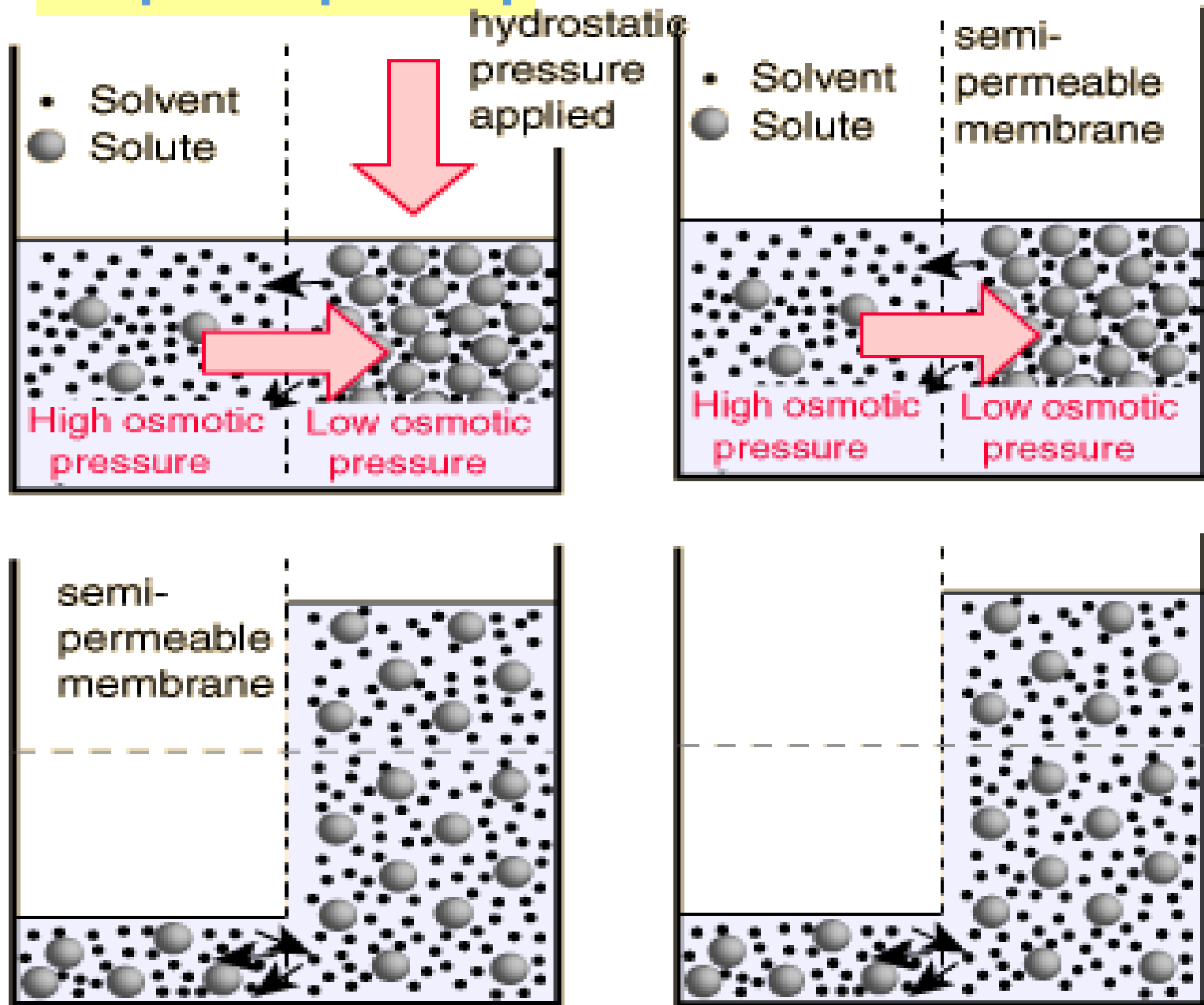
☐ Ένα kilojoule ισούται με 0,239 kcal.

Οσμωτική πίεση

Ώσμωση είναι η διάχυση μικρών μορίων διαμέσου μιας ημιπερατής μεμβράνης.

Τελικά ίση συγκέντρωση διαλυμένης ουσίας στην κάθε πλευρά αριστερά και δεξιά

Ίση συγκέντρωση διαλυμένης ουσίας = ίση οσμωτική πίεση

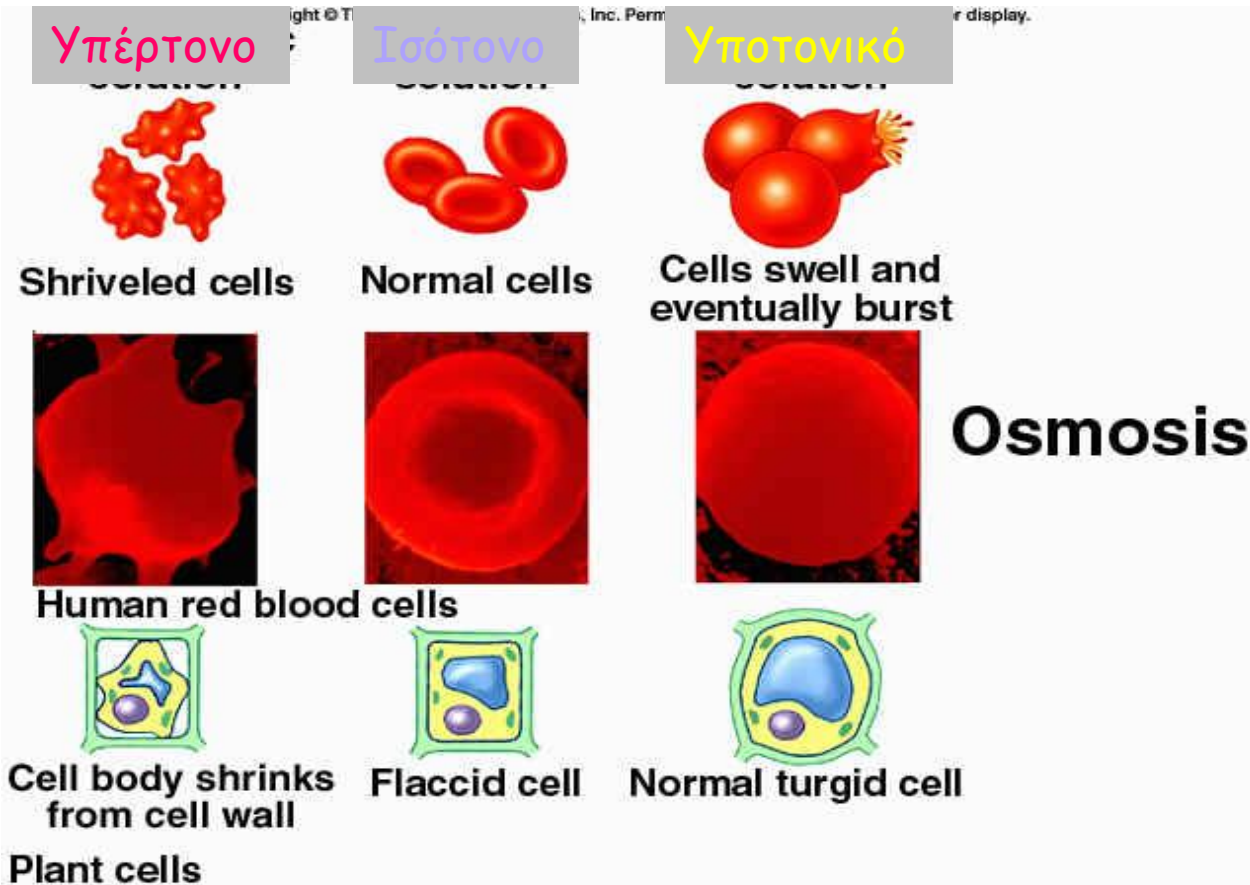


Οσμωμοριακότητα Ικανότητα συγκράτησης ύδατος

- Η εξίσωση που καθορίζει την οσμωμοριακότητα ενός διαλύματος είναι όπου

$$Osm = \phi nC$$

- ϕ είναι ο οσμωτικός συντελεστής και εξηγεί τον συντελεστή ώσμωσης της διαλυμένης ουσίας. Το ϕ κυμαίνεται μεταξύ του 0 και του 1 όπου 1 δηλώνει 100% διαχωρισμό.
- n είναι ο αριθμός των ιόντων στα οποία ένα μόριο διαχωρίζεται.



- Για παράδειγμα: Η Γλυκόζη σε 1 και το NaCl σε 2.
- C είναι η συγκέντρωση του διαλύματος σε mol/L (M)